



SMA MUHAMMADIYAH 1 YOGYAKARTA
Sekolah Kader Muhammadiyah dan Pemimpin Bangsa

Modul Pembelajaran

KIMIA

Disusun oleh :
Firdiawan Ekaputra, M.Pd.

KELAS
X

Semester 1

Untuk Kalangan Sendiri

KATA PENGANTAR KEPALA SEKOLAH SMA MUHAMMADIYAH 1 YOGYAKARTA

Assalamu'alaikum Wr. Wb.

Alhamdulillah, Puji syukur kita panjatkan kehadirat Allah SWT yang telah memberikan berbagai nikmat karunia kepada kita semua, sholawat dan salam semoga senantiasa tercurah kepada Nabi Muhammad SAW, keluarga, sahabat dan para pengikutnya sampai akhir zaman.

Berdasarkan Peraturan Menteri Pendidikan dan Kebudayaan Nomor 22 Tahun 2016 tentang Standar Proses Pendidikan Dasar dan Menengah disebutkan guru dalam menyusun perencanaan pembelajaran meliputi penyusunan rencana pelaksanaan pembelajaran dan penyiapan media dan sumber belajar, perangkat penilaian pembelajaran, dan skenario pembelajaran.

Salah satu bentuk sumber belajar dan bahan ajar adalah buku, modul, ensiklopedia, dan bentuk cetakan lainnya. Modul sebagai salah satu bahan ajar berbentuk cetak maupun *softfile* sangat baik digunakan dalam pembelajaran terutama saat pembelajaran *online*. Sehubungan dengan hal tersebut, maka penyusunan modul yang dilakukan oleh guru SMA Muhammadiyah 1 Yogyakarta bertujuan agar peserta didik dapat belajar secara mandiri. Dengan pembelajaran *online* karena kondisi pandemi covid 19 ini, keberadaan modul diharapkan dapat membantu siswa belajar.

Modul yang disusun berdasarkan Kurikulum Tingkat Satuan Pendidikan SMA Muhammadiyah 1 Yogyakarta pada kondisi khusus (darurat pandemi covid 19). Selain membantu peserta didik dapat belajar secara mandiri dan disusun memuat materi pembelajaran yang jelas dan terperinci, peserta didik juga dapat melakukan evaluasi pembelajaran sehingga dapat mengetahui sejauh mana kemampuan penguasaan materi dari pembelajaran yang sudah mereka lakukan sendiri serta dapat digunakan sebagai salah satu rujukan atau referensi untuk materi pelajaran tertentu dan yang berkaitan.

Kepada Bapak/Ibu guru SMA Muhammadiyah 1 Yogyakarta yang sudah menyelesaikan penyusunan modul ini kami ucapkan selamat dan terimakasih, semoga modul ini dapat digunakan oleh peserta didik sebagai sumber belajar dan bahan ajar sehingga peserta didik SMA Muhammadiyah 1 Yogyakarta dapat belajar secara mandiri untuk mengembangkan potensi akademiknya. Semoga Allah SWT meridhloi kita semua. Aamiin.

Wassalamu'alaikum Wr. Wb.

Kepala Sekolah,
Drs. H. Heryngroho, M.Pd.
NIP. 19650311990031005



KATA PENGANTAR

Puji syukur atas kehadiran Allah SWT yang telah melimpahkan rahmat serta hidayah, sehingga penyusun mampu menyelesaikan modul yang berjudul “Modul Kimia Kelas X Semester I” ini. Pembuatan modul bertujuan sebagai salah satu bahan ajar penunjang yang dapat digunakan peserta didik SMA Muhammadiyah 1 Yogyakarta pada mata pelajaran Kimia semester I. Selain itu dengan disusunnya modul ini, maka diharapkan peserta didik SMA Muhammadiyah 1 Yogyakarta mampu lebih mengembangkan ilmu pengetahuannya terkait materi Kimia di kelas X.

Penyusunan materi dalam modul ini telah disesuaikan dengan kurikulum 2013. Oleh sebab itulah kompetensi dasar dan kompetensi intinya diambil pada Permendikbud Nomor 37 Tahun 2018 tentang perubahan atas Permendikbud Nomor 24 Tahun 2016 tentang kompetensi Inti dan kompetensi dasar pelajaran pada kurikulum 2013 pada Pendidikan Dasar dan Pendidikan Menengah. Setiap kegiatan dalam modul ini terdiri dari 1 kompetensi dasar yang berisikan rangkuman singkat materi dan kegiatan latihannya.

Dalam penyusunannya, modul Kimia kelas X semester I ini masih memiliki unsur ketidaksempurnaan. Oleh sebab itulah penyusun mengharapkan adanya kritik dan saran yang membangun guna meningkatkan kualitas modul nantinya. Akhir kata, penyusun mengucapkan terima kasih kepada seluruh pihak yang membantu serta mendukung kelancaran tersusunnya modul pembelajaran ini.

Yogyakarta, 30 Juni 2021

Tim Penyusun

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR KEPALA SEKOLAH.....	ii
KATA PENGANTAR	iii
DAFTAR ISI	iv
PENDAHULUAN.....	vii
HAKIKAT ILMU KIMIA.....	1
1. KEGIATAN BELAJAR I.....	1
1.1 KD DAN IPK.....	1
1.2 MATERI.....	1
A. KIMIA DALAM KEHIDUPAN.....	1
1.3 LATIHAN SOAL.....	5
1.4 TES FORMATIF PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN).....	5
LEMBAR KERJA SISWA EKSPERIMEN.....	8
MATERI DAN KLASIFIKASINYA	8
2. KEGIATAN BELAJAR II.....	10
2.1 KD DAN IPK.....	10
2.2 MATERI.....	10
A. METODE ILMIAH.....	10
2.3 LATIHAN SOAL.....	21
2.4 TES FORMATIF (PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN).....	21
STRUKTUR ATOM.....	26
1. KEGIATAN BELAJAR I.....	26
1.1 KD DAN IPK.....	26
1.2 MATERI.....	26
A. PERKEMBANGAN MODEL ATOM.....	26
B. PARTIKEL PENYUSUN ATOM.....	32
1.3 LATIHAN SOAL.....	34
2.1 TES FORMATIF (PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN).....	34
1. KEGIATAN BELAJAR II.....	40
1.1. KD DAN IPK.....	40
A. Struktur Atom Bohr.....	40
1.2. MATERI.....	40
B. Konfigurasi Elektron.....	41
C. Teori Atom Mekanika Kuantum.....	43
D. Perbedaan Struktur Atom Berdasarkan Teori Atom Bohr dan Teori Atom Mekanika Kuantum.....	43

E. Bilangan Kuantum.....	44
F. Orbital molekul	45
G. KONFIGURASI ELEKTRON.....	46
H. DIAGRAM ORBITAL	47
I. PENENTUAN BILANGAN KUANTUM ELEKTRON.....	49
1.3. LATIHAN SOAL.....	51
2.2 TES FORMATIF PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN).....	51
SISTEM PERIODIK UNSUR	54
3. KEGIATAN BELAJAR I.....	54
3.1 KD DAN IPK.....	54
3.2 MATERI.....	54
3.3 LATIHAN SOAL.....	68
3.4 TES FORMATIF PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN).....	69
IKATAN KIMIA	71
4. KEGIATAN BELAJAR I.....	71
4.1 KD DAN IPK.....	71
4.2 MATERI.....	71
1) Ikatan Ion.....	73
2) Ikatan Kovalen.....	75
3) Ikatan Logam.....	79
4.3 LATIHAN SOAL.....	82
5.1 TES FORMATIF PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN).....	82
2. KEGIATAN BELAJAR II.....	86
2.1 KD DAN IPK.....	86
2.2 MATERI.....	86
A. Gaya Van Der Wasls	87
B. Ikatan Hidrogen.....	89
C. Hubungan kekuatan gaya antarmolekul dengan sifat fisik senyawa.....	90
2.3 LATIHAN SOAL.....	92
2.4 TES FORMATIF (PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN).....	92
3. KEGIATAN BELAJAR III.....	95
3.1 KD DAN IPK.....	95
3.2 MATERI.....	95
A. Kepolaran Senyawa.....	95
B. Penentuan Jumlah Domain Elektron.....	98
C. Prinsip Dasar Teori Domain Elektron.....	99
D. Tipe Molekul.....	100
E. Meramalkan bentuk Molekul.....	101

3.3 LATIHAN SOAL.....	101
3.4 TES FORMATIF (PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN).....	101
EVALUASI.....	102
DAFTAR PUSTAKA.....	103



PENDAHULUAN

A. Deskripsi

Assalamualaikum wr. wb. salam jumpa ananda semuanya. Pada pembelajaran Kimia di semester 1 ini ananda akan mempelajari dan memahami mengenai apa itu hakikat ilmu kimia, struktur atom dan sistem periodik unsur serta ikatan kimia. Mungkin selama ini ananda pernah bertanya-tanya ilmu kimia itu apasih? Kenapa kita harus mempelajari ilmu kimia? Karena ananda sebelumnya mungkin belum mengenal mata pelajaran Kimia. Modul ini akan membantu ananda dalam mempelajari dan memahami hakikat ilmu kimia dan peranannya dalam berbagai bidang untuk menemukan jawaban dari pertanyaan-pertanyaan tersebut.

Selama ini pembelajaran juga kimia dikaitkan dengan rumus-rumus, senyawa, reaksi dan hitungan yang susah, padahal banyak hikmah dan nilai yang bisa kita dapatkan dari mempelajari reaksi kimia dan senyawa- senyawa. reaksi kimia dalam ilmu memiliki peran dalam terciptanya benda- yang ada dikehidupan sehari-hari sehingga lebih bermanfaat bagi manusia. Melalui ilmu kimia kita dapat memperoleh gambaran bagaimana sanyawa- senyawa bereaksi sehingga menghasilkan suatu zat baru dan wujud baru, pembentukan benda-benda yang dimanfaatkan dalam kehidupan sehari-hari bukan hanya sekedar menghafalkan rumus dan menghitung melainkan lebih memahami peran ilmu kimia dalam keberlangsungan kehidupan yang lebih maju.

Maka dari itu, diharapkan melalui modul ini ananda dapat memahami bahwa pembelajaran kimia bukan tentang rumus dan hitungan semata tetapi juga proses memahami reaksi zat dan mengaitkannya dengan peranan diberbagai bidang dalam kehidupan. Oleh sebab itulah kita dapat lebih bijak dan lebih cerdas lagi dalam memanfaatkan perkembangan teknologi dan pengetahuan dengan tujuan untuk menciptakan benda-benda yang lebih bermanfaat dalam kehidupan dan lebih baik lagi dimasa yang akan datang.

B. Petunjuk Penggunaan Modul

Pada modul pembelajaran ini akan dibahas materi sesuai dengan kompetensi dasar yang sudah ditentukan. Setiap kegiatan pembelajaran akan dilengkapi dengan materi, latihan soal beserta pembahasan dan diakhiri dengan evaluasi berupa penilaian diri dengan berbagai bentuk tes yang disesuaikan dengan pembahasan atau materi yang dipelajari. Selain itu juga akan dilengkapi dengan lembar kerja keterampilan untuk mengasah dan melatih kreativitas peserta didik.

Supaya ananda berhasil mencapai kompetensi dalam mempelajari modul ini maka ikuti petunjuk-petunjuk berikut.

1. Bacalah kompetensi dasar dan indikator pencapaian kompetensi pada modul. Hal ini akan memberi ananda arah dan petunjuk dan kemampuan yang akan diperoleh setelah mempelajari modul ini.

2. Bacalah modul ini secara berurutan dan pahami isinya terlebih dahulu.
3. Pelajari permasalahan dengan seksama sesuai pemahaman ananda dan bukan menghafalkan.
4. Laksanakan semua tugas-tugas yang ada dalam modul ini agar kompetensi ananda berkembang sesuai dengan kompetensi yang diharapkan.
5. Setiap mempelajari materi, ananda dapat memulai dari menguasai pengetahuan pendukung (uraian materi) melaksanakan tugas-tugas, dan mengerjakan tes formatif sebagai evaluasi pemahaman setiap pembelajaran.
6. Dalam mengerjakan tes formatif maupun tes sumatif, ananda diminta untuk tidak melihat kunci jawaban terlebih dahulu sebelum menyelesaikan tes formatif.
7. Laksanakan lembar kerja untuk pembentukan keterampilan sampai ananda benar-benar terampil sesuai dengan kompetensi yang diharapkan.
8. Tingkatkan terus pemahaman ananda
 - a. Target minimal skor tes formatif adalah 75 (skala 100)
 - b. Jika target 75% belum tercapai, mintalah saran guru
 - c. Jika skor nilai ananda $\geq 75\%$, ananda diperbolehkan melanjutkan ke materi berikutnya.
9. Konsultasikan dengan guru apabila ananda mengalami kesulitan dalam mempelajari modul ini.
10. Sebelum memulai pembelajaran jangan lupa untuk berdoa terlebih dahulu.

HAKIKAT ILMU KIMIA

1. KEGIATAN BELAJAR I

1.1 KD DAN IPK

Kompetensi Dasar (KD)	Indikator Pencapaian Kompetensi (IPK)
3.1. Menjelaskan metode ilmiah, hakikat ilmu Kimia, keselamatan dan keamanan di laboratorium, serta peran kimia dalam kehidupan	3.1.1. Menjelaskan peran kimia dalam kehidupan dan perkembangan ilmu lain 3.1.2. Menjelaskan hakikat ilmu kimia 3.1.3. Menjelaskan siklus metode ilmiah berdasarkan percobaan sederhana 3.1.4. Menjelaskan alat-alat dan bahan kimia dan tata tertib laboratorium
4.1. Menyajikan hasil rancangan dan hasil percobaan ilmiah	4.1.1. Terampil menerapkan konsep metode ilmiah dalam eksperimen dan keselamatan kerja di laboratorium 4.1.2. Menyimpulkan dan mempresentasikan hasil pengamatan dari percobaan sederhana

1.2 MATERI

A. KIMIA DALAM KEHIDUPAN

Pernahkan kalian belanja ke minimarket? Bandingkan dengan makanan yang ada di pasar, makanan manakah yang lebih mudah busuk? Makanan dan minuman merupakan kebutuhan pokok makhluk hidup yang digunakan untuk proses pertumbuhan dan perkembangan tubuh. Makanan dan minuman disajikan dalam bentuk yang bermacam-macam, seperti minuman kaleng atau makanan kemasan. Makanan atau minuman tersebut merupakan produk kimia yang kita temukan dalam kehidupan sehari-hari. Mengapa makanan bertahan lama dapat bertahan lama? Makanan atau minuman yang sudah dikemas diproduksi melalui proses kimia.



Ilmu kimia merupakan bagian ilmu pengetahuan alam yang mempelajari tentang materi meliputi susunan, struktur, sifat dan perubahan materi, serta energi yang menyertainya. Materi merupakan segala sesuatu yang menempati ruang dan mempunyai massa. Materi terbagi menjadi dua, yaitu zat tunggal dan campuran. Zat tunggal merupakan suatu zat yang komposisinya terdiri atas zat-zat dengan sifat kimia yang sama, seperti unsur atau senyawa.

1).Unsur

Unsur adalah zat tunggal yang tidak dapat diuraikan lagi secara kimia menjadi zat-zat lain yang lebih sederhana.

Unsur merupakan zat tunggal yang paling sederhana dari materi.

Contoh: H, C, N, P, Fe, Au, Mg

2).Senyawa

Senyawa adalah zat tunggal yang terbentuk dari gabungan dua unsur atau lebih melalui reaksi kimia dengan perbandingan tertentu dan tetap.

Sifat suatu senyawa berbeda dengan sifat unsur penyusunnya.

Contoh: senyawa $H_2O(l)$ dan $NaCl(s)$

Campuran merupakan gabungan dua zat atau lebih yang sifat-sifat zat penyusunnya tidak berubah.

1).Campuran Homogen adalah campuran yang serbasama di seluruh bagiannya dan membentuk satu fasa

Contoh: larutan garam, larutan gula, udara, paduan logam (*alloy*)

2).Campuran Heterogen adalah campuran yang tidak serbasama, membentuk dua fasa atau lebih, dan terdapat batas yang jelas di antara fasa-fasa tersebut.

Contoh: campuran air dan pasir, campuran beras dan kacang hijau.

Tabel 1.1 Perbedaan senyawa dan campuran

Senyawa:	Campuran:
Terbentuk melalui reaksi kimia	Terbentuk tanpa reaksi kimia
Pebandingan komponen yang menyusun senyawa selalu tertentu dan tetap	Perbandingan komponen yang menyusun campuran tidak tertentu dan dapat sembarangan
Komponen-komponen senyawa kehilangan sifatnya semula	Komponen-komponen campuran tetap memiliki sifat masing-masing
Tidak dapat dipisahkan menjadi komponen-komponennya dengan cara-cara fisis, melainkan harus melalui reaksi kimia	komponen-komponennya dipisahkan melalui cara fisis

1). Peran Ilmu Kimia

Ilmu kimia merupakan cabang ilmu pengetahuan alam yang mempelajari sifat, struktur, komposisi, dan perubahan materi. Ilmu kimia erat kaitannya dengan kehidupan manusia sehari-hari. Hal yang terkait dengan makanan, pakaian, obat-

obatan, bahan bakar, bahan konstruksi bangunan, bahan industri elektronik, dan bahan produk yang melibatkan ilmu kimia. Oleh karena itu, peran ilmu kimia sangat dirasakan penting dalam kehidupan dan berbagai bidang kajian keilmuan.

Cabang Ilmu Kimia

- * Kimia Organik: memusatkan pada penelitian tentang senyawa-senyawa organik (hidrokarbon) seperti; alkohol, bensin, solar, dll.
- * Kimia anorganik: memusatkan pada penelitian senyawa-senyawa anorganik, seperti; garam-garam, mineral-mineral, dll.
- * Biokimia: berkaitan dengan ilmu biologi, khususnya mengenai komposisi dan senyawa serta hasil reaksi perubahannya. Senyawa-senyawa yang dipelajari meliputi; karbohidrat, protein, lemak, vitamin, enzim, hormon, dll.
- * Kimia Analisis: berkaitan dengan penentuan kimia kualitatif dan kuantitatif yang lebih diarahkan pada pengembangan dan peralatan analitik yang semakin canggih.
- * Kimia Lingkungan: memusatkan pada masalah-masalah lingkungan seperti; pencemaran, limbah dan penanganan air bersih.
- * Kimia Pangan: memusatkan pada penelitian untuk mengembangkan kualitas bahan pangan, zat-zat aditif makanan, dan hal-hal yang berkaitan dengan kebutuhan pangan.

Pengalaman Belajar

Ilmu kimia berkaitan erat dengan ilmu yang lain. Apa karakteristik ilmu kimia yang membedakan dengan ilmu lainnya?

3). Peran Ilmu Kimia di bidang ilmu lain

a. Bidang Kesehatan dan kedokteran

Membantu penyembuhan pasien yang mengidap suatu penyakit, digunakan obat-obatan yang dibuat berdasarkan hasil riset terhadap proses dan reaksi kimia bahan-bahan yang berkhasiat yang dilakukan dalam cabang kimia farmasi.

b. Bidang Pertanian

Penggunaan pupuk untuk kesuburan tanah dan pestisida untuk memberantas hama adalah salah satu peranan “produk” dari ilmu kimia.

c. Bidang Geologi

Bidang ini berkaitan dengan ilmu batu-batuan (mineral) dan pertambangan gas dan minyak bumi. Proses penentuan unsure-unsur yang menyusun mineral dan tahap pendahuluan untuk eksplorasi, menggunakan dasar-dasar ilmu kimia. Peran ilmu kimia ini membantu, mengerti temuan para peneliti tentang bebatuan dan benda-benda alam.

d. Bidang Energi dan Lingkungan

Penerapan sel surya untuk mengubah energi matahari menjadi energi listrik adalah salah satu pemanfaatan ilmu kimia

e. Bidang Teknologi

Telepon genggam dan komputer adalah kedua peralatan yang menggunakan keping silikon sebagai bahan utama dan ini menerapkan ilmu kimia untuk membuatnya

f. Bidang Biologi

Bidang ini khusus mempelajari tentang makhluk hidup dan tumbuhan proses kimia yang berlangsung dalam makhluk hidup meliputi pencernaan, makanan, pernafasan, metabolisme, fermentasi, fotosintesis dll. Untuk mempelajari hal tersebut diperlukan adanya struktur sifat senyawa yang ada seperti; karbohidrat, protein, vitamin, enzim, lemak, asam nukleat dll. Meskipun secara umum bidang ini lebih erat kaitannya dengan ilmu biologi. Namun para ilmu kimia nyatanya sedikit banyak berpengaruh dalam bidang biologi ini.

g. Bidang Hukum

Ilmu kimia pada bidang hukum ini dapat dirasakan ketika diberlakukannya bukti pemeriksaan peralatan bukti kriminalitas. Bagian tubuh tersangka dapat diperiksa dengan memeriksa struktur DNA-nya karena struktur DNA orang berbeda-beda. Pemeriksaan ini memerlukan ilmu kimia.

h. Bidang Teknik Sipil

Bahan-bahan yang digunakan dalam bidang ini adalah: semen, cat, kayu, paku, besi, paralon(pipa), lem dsb. Semua bahan tersebut dihasilkan melalui riset yang berdasarkan ilmu kimia. Peran ilmu kimia dalam bidang ini adalah agar bangunan tersebut dapat diketahui kelebihan serta kekurangannya, sehingga dapat meminimalisir kecelakaan dikemudian hari.

i. Bidang kecantikan

Contohnya pada kosmetik, shampoo, sabun, deterjen



Gambar 1.1 Peranan kimia dalam kehidupan sehari-hari

1.3 LATIHAN SOAL

1. Apa yang mendasari pengelompokkan materi tersebut ke dalam zat tunggal dan campuran?
2. Terdapat berapa jenis komposisi yang menyusun zat tunggal?
3. Bagaimana sifat komposisi yang menyusun zat tunggal?
4. Berapa jenis komposisi yang menyusun campuran?
5. Bagaimana sifat komposisi yang menyusun campuran? Sama atau berbeda?
6. Menurut analisis kalian, apa pengertian campuran? Berikan contohnya!
7. Menurut analisis kalian apa yang disebut dengan unsur!
8. Apakah sifat senyawa sama dengan sifat asli penyusun senyawa tersebut? Jelaskan dengan contoh!
9. Apakah senyawa dapat diubah menjadi unsur yang lebih sederhana?
10. Bagaimana perbandingan unsur-unsur yang membentuk senyawa?

1.4 TES FORMATIF PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN)

I. Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat!

1. Ilmu kimia adalah cabang ilmu pengetahuan yang mempelajari....
 - a. Struktur, sifat, dan perubahan materi
 - b. Susunan, energi, dan perubahan materi
 - c. Reaksi, struktur, dan energi
 - d. Peristiwa, sifat, dan reaksi
 - e. Bahan, sifat, dan susunan materi
2. Berikut ini beberapa hal yang dipelajari dalam ilmu kimia, kecuali....
 - a. Sifat materi
 - b. Struktur materi
 - c. Susunan materi
 - d. Perubahan materi
 - e. Penggolongan materi
3. Perkaratan besi



Karakteristik ilmu kimia pada gambar di atas dijelaskan pada level....

- a. teori
 - b. simbolik
 - c. partikulat
 - d. makroskopik
 - e. sub mikroskopik
4. Salah satu manfaat ilmu kimia dalam bidang pertanian adalah....
 - a. Penemuan bioetanol sebagai energi alternatif
 - b. Penemuan senyawa untuk obat penyakit tertentu
 - c. Penemuan alat dialisis untuk penderita gagal ginjal
 - d. Penemuan jenis pestisida yang tepat untuk membasmi serangga
 - e. Penggunaan zat radioaktif dalam menyeterilisasi alat-alat bedah

5. Salah satu contoh penerapan ilmu kimia dalam bidang geologi adalah....
 - a. Menemukan unsur radioaktif untuk mengobati penyakit gondok
 - b. Menggunakan zat aditif untuk mengawetkan makanan
 - c. Menemukan proses pengolahan limbah yang tepat
 - d. Menganalisis umur fosil yang telah ditemukan
 - e. Menganalisis kandungan mineral tanah
6. Contoh peranan ilmu kimia di dalam bidang energi adalah...
 - a. penemuan vaksin untuk penyakit menular
 - b. penemuan sel surya untuk menghasilkan energi
 - c. penemuan jenis obat tertentu untuk melawan penyakit
 - d. penemuan pupuk sintesis yang dapat meningkatkan hasil pertanian
 - e. penemuan mikroprosesor yang digunakan dalam peralatan elektronik
7. Ilmu pengetahuan alam yang mempelajari tentang materi yang meliputi struktur, susunan, sifat, dan perubahan materi serta energi yang menyertainya adalah
 - a. Ilmu kimia
 - b. Ilmu forensik
 - c. Ilmu farmasi
 - d. Ilmu biologi
 - e. Volume
8. Segala sesuatu yang menempati ruang dan memiliki massa disebut
 - a. Materi
 - b. Energi
 - c. Berat
 - d. Massa
 - e. Volume
9. Sesuatu yang mencakup komponen – komponen pembentuk materi dan perbandingan tiap komponen tersebut adalah ...
 - a. Materi
 - b. Susunan materi
 - c. Struktur materi
 - d. Sifat materi
 - e. Energi
10. Contoh molekul unsur adalah
 - a. CO_2
 - b. H_2O
 - c. CaCO_3
 - d. O_2
 - e. OH^-
11. Berikut ini merupakan bentuk materi, kecuali ...
 - a. Unsur
 - b. Golongan
 - c. Senyawa
 - d. Campuran
 - e. Semua benar
12. Sifat yang tergantung pada bentuk, ukuran, dan jumlah zat adalah..
 - a. Biologis
 - b. Fisis
 - c. Intensif
 - d. Ekstensif
 - e. Kimia

13. Sifat yang tidak ditentukan oleh bentuk, ukuran, dan jumlah zat adalah ...
 - a. Biologis
 - b. Fisis
 - c. Intensif
 - d. Ekstensif
 - e. Kimia
14. Di bidang pertanian, ilmu kimia digunakan untuk? Kecuali...
 - a. Membuat pupuk
 - b. Membuat plastik
 - c. Membuat tanaman lebih subur
 - d. Membuat tanaman lebih rindang
 - e. Menghilangkan hama
15. Dalam industri pangan, ilmu kimia digunakan untuk meningkatkan mutu pangan. Zat yang dipakai untuk mengawetkan makanan adalah ...
 - a. Benzoat
 - b. Propionat
 - c. Ganja
 - d. Kecap
 - e. Gula

II. Uraian

1. Sebutkan perbedaan antara senyawa dengan campuran!
2. Berikan 3 contoh dari
 - a. Unsur
 - b. Senyawa
 - c. Campuran
3. Apakah yang disebut dengan ilmu kimia?
4. Tuliskan 5 peran ilmu kimia dalam kehidupan sehari-hari!

LEMBAR KERJA SISWA EKSPERIMEN

MATERI DAN KLASIFIKASINYA

Mata Pelajaran : Kimia

Kelas/ Semester : X IPA / 1

A. Tujuan : Mengklasifikasikan suatu materi

B. Alat dan Bahan

Alat	Bahan
1. Gelas Ukur	1. Akuades
2. Pengaduk	2. Gula Pasir
3. Gelas beaker	
4. Pembakar Spritus	
5. Kawat kasa	
6. Kaki tiga	
7. Cawan porselin	
8. Penjepit	

C. CARA KERJA

Pelarutan Gula

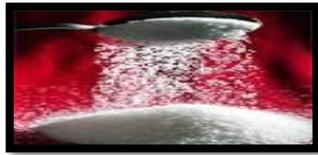
- Ambil 50mL akuades dengan gelas ukur
- Masukkan akuades dalam gelas beaker
- Masukkan satu sendok gula pasir ke dalam gelas beaker
- Aduk dengan batang pengaduk
- Amati perubahan yang terjadi dan mengisi soal di LKS

Pemanasan Gula

- Siapkan kaki tiga yang di atasnya diletakkan kawat kasa
- Nyalakan pembakar spritus dan meletakkan di bawah kaki tiga
- Letakkan cawan porselin di atas kawat kasa
- Masukkan satu sendok gula pasir ke dalam cawan porselin
- Amati perubahan yang terjadi
- Angkat cawan porselin dengan penjepit dan mematikan pembakar spirtus

D. Hasil

Warna
.....



Rasa
.....

Pengamatan

Perubahan
.....

Perubahan
.....

Dilarutkan

Dipanaska



Wujud :
Warna :
Rasa :

Wujud :
Warna :
Rasa :



2. KEGIATAN BELAJAR II

2.1 KD DAN IPK

Kompetensi Dasar (KD)	Indikator Pencapaian Kompetensi (IPK)
3.1. Menjelaskan metode ilmiah, hakikat ilmu Kimia, keselamatan dan keamanan di laboratorium, serta peran kimia dalam kehidupan	3.1.5. Menjelaskan peran kimia dalam kehidupan dan perkembangan ilmu lain 3.1.6. Menjelaskan hakikat ilmu kimia 3.1.7. Menjelaskan siklus metode ilmiah berdasarkan percobaan sederhana 3.1.8. Menjelaskan alat-alat dan bahan kimia dan tata tertib laboratorium
4.1. Menyajikan hasil rancangan dan hasil percobaan ilmiah	4.1.3. Terampil menerapkan konsep metode ilmiah dalam eksperimen dan keselamatan kerja di laboratorium 4.1.4. Menyimpulkan dan mempresentasikan hasil pengamatan dari percobaan sederhana

2.2 MATERI

A. METODE ILMIAH

Pernahkah kalian ingin melakukan percobaan? Apa yang ingin kalian cari dari percobaan yang akan dilakukan? Bagaimana kalian akan melakukan percobaan tersebut? Ilmu kimia dipelajari dan dikembangkan dengan metode yang biasanya digunakan oleh para ilmuwan dalam memperoleh ilmu pengetahuan yang dapat dipertanggung jawabkan secara ilmiah atau disebut **metode ilmiah**.



Metode ilmiah merupakan cara berpikir untuk memecahkan masalah secara sistematis, empiris dan terkontrol. Sistematis artinya bertahap dimulai dari kesadaran adanya masalah hingga terbentuk kesimpulan. Empiris artinya masalah yang hendak dipecahkan harus tersedia data yang diperoleh dari hasil pengukuran objektif. Terkontrol artinya dilakukan secara sadar dan terjaga

1) Langkah-langkah metode ilmiah

Metode ilmiah adalah metode sains yang menggunakan langkah-langkah ilmiah dan rasional untuk mengungkapkan suatu permasalahan yang muncul dalam pikiran kita. Bentuk yang paling sederhana, metode ilmiah terdiri atas tahap-tahap operasional berikut.

1. Perumusan masalah

Perumusan masalah merupakan langkah untuk mengetahui masalah yang akan dipecahkan sehingga masalah tersebut menjadi jelas batasan, kedudukan, dan alternatif cara untuk memecahkannya. Perumusan masalah juga berarti pertanyaan

mengenai suatu objek secara tertulis, sehingga dapat diketahui faktor-faktor yang berhubungan dengan objek tersebut.

2. Penyusunan Kerangka Berpikir

Penyusunan Kerangka berpikir merupakan argumentasi yang menjelaskan hubungan antara berbagai faktor yang berkaitan dengan objek dan dapat menjawab permasalahan. Keterangan-keterangan dalam menyusun suatu dasar teori dapat diperoleh dari buku-buku laporan hasil penelitian orang lain. Wawancara dengan pakar, atau melalui pengamatan langsung (observasi) di lapangan. Dasar teori berguna sebagai dasar menarik hipotesis.

3. Penarikan Hipotesis

Hipotesis adalah jawaban sementara atau dugaan terhadap permasalahan atau pertanyaan yang diajukan berdasarkan kesimpulan kerangka berpikir/dasar teori. Dikatakan sebagai jawaban sementara karena hipotesis ini baru mengandung kebenarannya yang bersifat logis dan teoritis. Kebenarannya belum bersifat empiris, karena belum terbukti melalui eksperimen.

Ingatlah!

Hipotesis

Jawaban sementara yang kebenarannya harus dibuktikan

Variabel

Faktor atau unsur yang dapat memengaruhi perubahan

4. Eksperimen/Percobaan

Untuk menguji hipotesis dapat dilakukan dengan melakukan observasi dan percobaan atau eksperimen. Dari eksperimen atau percobaan tersebut akan diperoleh data. Data inilah yang akan dianalisa untuk memudahkan penarikan kesimpulan. Dalam melakukan eksperimen diperlukan beberapa variabel penelitian. Variabel penelitian adalah faktor-faktor yang berpengaruh dalam suatu eksperimen. Jenis-jenis penelitian sebagai berikut:

- a. Variabel Bebas adalah variabel yang sengaja dibuat tidak sama dalam eksperimen.
- b. Variabel Terikat adalah variabel yang muncul akibat perlakuan dari variabel bebas.
- c. Variabel Kontrol adalah variabel yang dikendalikan atau dibuat konstan sehingga hubungan variabel bebas terhadap variabel terikat tidak dipengaruhi oleh faktor luar yang tidak diteliti.

5. Analisis Data

Data diperoleh dari hasil eksperimen. data hasil eksperimen dapat dibedakan menjadi 2 jenis sebagai berikut:

- a. Data kualitatif yaitu data yang tidak disajikan dalam bentuk angka tetapi dalam bentuk deskripsi. Contoh data ciri morfologi.

- b. Data kuantitatif yaitu data yang disajikan dalam bentuk angka. Contoh data hasil pengukuran tinggi batang suatu tanaman. Data kuantitatif harus diolah dalam bentuk tabel, grafik, atau diagram sehingga mudah dipahami orang lain

6. Penarikan Kesimpulan

Penarikan kesimpulan harus mengacu pada hasil eksperimen. Kesimpulan dari suatu penelitian harus diambil berdasarkan semua data yang diperoleh. Penarikan kesimpulan bukan berdasarkan hasil rekayasa atau keinginan peneliti. Bukan pula untuk menuruti kemauan pihak tertentu dengan cara memanipulasi data. Kesimpulan harus memiliki hubungan yang jelas dengan permasalahan dan hipotesis. Ada 2 kemungkinan yang ada dalam pengambilan kesimpulan, yaitu hipotesis diterima dan hipotesis ditolak.

3) Keselamatan Kerja di Laboratorium

Laboratorium merupakan suatu tempat dimana mahasiswa, dosen, peneliti dan sebagainya, melakukan percobaan. Percobaan yang dilakukan menggunakan berbagai bahan kimia, peralatan gelas dan instrumentasi khusus yang dapat menyebabkan terjadinya kecelakaan bila dilakukan dengan cara yang tidak tepat. Kecelakaan itu dapat juga terjadi karena kelalaian atau kecerobohan kerja, ini dapat membuat orang tersebut cedera, dan bahkan bagi orang disekitarnya. Keselamatan kerja di laboratorium merupakan dambaan bagi setiap individu yang sadar akan kepentingan kesehatan, keamanan dan kenyamanan kerja.

Dalam pekerjaan sehari-hari petugas laboratorium selalu dihadapkan pada bahaya-bahaya tertentu, misalnya bahaya infeksius, reagensia yang toksik, peralatan listrik maupun gelas yang digunakan secara rutin. Secara garis besar bahaya yang dihadapi dalam laboratorium dapat digolongkan dalam :

1. Bahaya kebakaran dan ledakan dari zat / bahan yang mudah terbakar atau meledak.
2. Bahan beracun, korosif dan kaustik
3. Bahaya radiasi
4. Luka bakar
5. Syok akibat aliran listrik
6. Luka sayat akibat alat gelas yang pecah dan benda tajam
7. Bahaya infeksi dari kuman, virus atau parasit.

Pada umumnya bahaya tersebut dapat dihindari dengan usaha-usaha pengamanan, antara lain dengan penjelasan, peraturan serta penerapan disiplin kerja.

Ingatlah!

Laboratorium yang baik merupakan laboratorium yang tidak hanya memperhatikan masalah ketelitian analisis saja, tetapi yang memperhatikan masalah pembuangan limbah. Ilmu kimia

Prinsip yang perlu diperhatikan dalam penyimpanan alat dan bahan di laboratorium :

1. Aman

Alat disimpan supaya aman dari pencuri dan kerusakan, atas dasar alat yang mudah dibawa dan mahal harganya seperti stop watch perlu disimpan pada lemari terkunci. Aman juga berarti tidak menimbulkan akibat rusaknya alat dan bahan sehingga fungsinya berkurang.

2. Mudah dicari

Untuk memudahkan mencari letak masing – masing alat dan bahan, perlu diberi tanda yaitu dengan menggunakan label pada setiap tempat penyimpanan alat (lemari, rak atau laci).

3. Mudah diambil

Penyimpanan alat diperlukan ruang penyimpanan dan perlengkapan seperti lemari, rak dan laci yang ukurannya disesuaikan dengan luas ruangan yang tersedia.

Cara penyimpanan alat dan bahan dapat berdasarkan jenis alat, pokok bahasan, golongan percobaan dan bahan pembuat alat :

1. Pengelompokan alat – alat fisika berdasarkan pokok bahasannya seperti: Gaya dan Usaha (Mekanika), Panas, Bunyi, Gelombang, Optik, Magnet, Listrik, Ilmu, dan Alat reparasi.

2. Pengelompokan alat – alat biologi menurut golongan percobaannya, seperti: Anatomi, Fisiologi, Ekologi dan Morfologi.

3. Pengelompokan alat – alat kimia berdasarkan bahan pembuat alat tersebut seperti: logam, kaca, porselen, plastik dan karet.

Penyimpanan alat dan bahan selain berdasar hal – hal di atas, ada beberapa hal yang perlu diperhatikan yaitu :

1. Mikroskop disimpan dalam lemari terpisah dengan zat higroskopis dan dipasang lampu yang selalu menyala untuk menjaga agar udara tetap kering dan mencegah tumbuhnya jamur.

2. Alat berbentuk set, penyimpanannya harus dalam bentuk set yang tidak terpasang.

3. Ada alat yang harus disimpan berdiri, misalnya higrometer, neraca lengan dan beaker glass.

4. Alat yang memiliki bobot relatif berat, disimpan pada tempat yang tingginya tidak melebihi tinggi bahu.

5. Penyimpanan zat kimia harus diberi label dengan jelas dan disusun menurut abjad.

6. Zat kimia beracun harus disimpan dalam lemari terpisah dan terkunci, zat kimia yang mudah menguap harus disimpan di ruangan terpisah dengan ventilasi yang baik.

Cara menyimpan bahan laboratorium IPA

1. Bahan yang dapat bereaksi dengan kaca sebaiknya disimpan dalam botol plastik.
2. Bahan yang dapat bereaksi dengan plastik sebaiknya disimpan dalam botol kaca.
3. Bahan yang dapat berubah ketika terkena matahari langsung, sebaiknya disimpan dalam botol gelap dan diletakkan dalam lemari tertutup. Sedangkan bahan yang tidak mudah rusak oleh cahaya matahari secara langsung dalam disimpan dalam botol berwarna bening.
4. Bahan berbahaya dan bahan korosif sebaiknya disimpan terpisah dari bahan lainnya.
5. Penyimpanan bahan sebaiknya dalam botol induk yang berukuran besar dan dapat pula menggunakan botol berkran. Pengambilan bahan kimia dari botol sebaiknya secukupnya saja sesuai kebutuhan praktikum pada saat itu. Sisa bahan praktikum disimpan dalam botol kecil, jangan dikembalikan pada botol induk. Hal ini untuk menghindari rusaknya bahan dalam botol induk karena bahan sisa praktikum mungkin sudah rusak atau tidak murni lagi.
6. Bahan disimpan dalam botol yang diberi simbol karakteristik masing-masing bahan

5) Alat-alat di laboratorium



Gelas



Neraca analitik



Mortar



Labu



Labu Erlenmeyer



Bunsen



Spatula



Gelas Ukur



Pipet tetes



Kaca arloji



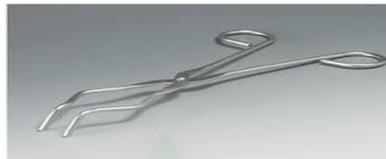
Kawat kasa



Cawan porselen



Kaki tiga



Penjepit

Tabel 1.2 Nama Alat dan Kegunaan

No.	Nama Alat	Kegunaan
1	Buret	Petitrasi larutan
2	Klem	Pemegang buret
3	Standar/statif	Menempatkan buret titrasi
4	Erlenmeyer	Tempat menyimpan larutan
5	Gelas ukur	Mengukur volume larutan
6	Pipet tetes	Memipet atau mengambil larutan dalam jumlah sedikit
7	Tabung reaksi	Mereaksikan larutan dalam jumlah sedikit
8	Beaker glass/gelas kimia	Tempat menyimpan larutan
9	Kaca arloji	Tempat zat yang akan ditimbang
10	Corong	Menyaring larutan dengan bantuan kertas saring
11	Ball filler	Membantu dalam memipet larutan
12	Labu ukur	Membuat larutan dengan volume tertentu
13	Cawan porselen	Menggerus atau menghancurkan senyawa kristal
14	Mortal	Penggerus
15	Pipet volume	Memipet larutan dengan volume tertentu
16	Pipet ukur	Memipet larutan dengan volume tertentu
17	Bunsen	Pemanas
18	Kaki tiga	Penyangga tempat wadah yang akan dipanaskan
19	Kawat kasa	Tempat wadah yang akan dipanaskan
20	Keeping tetes	Mereaksikan larutan dalam jumlah sedikit
21	Spatula	Mengambil zat berupa kristal atau padat

6) Kecelakaan Kerja di Laboratorium

Kecelakaan di laboratorium kimia terjadi bukan saja karena kurang memperhatikan tata tertib bekerja di laboratorium, akan tetapi juga karena kurangnya pemahaman terhadap cara memperlakukan alat dan bahan kimia yang hendak dipergunakan. Oleh karena itu pada saat siswa mau melakukan percobaan, terlebih dahulu guru harus memberikan penjelasan cara menggunakan alat dan bahannya.

Peralatan untuk keselamatan dapat dikelompokkan ke dalam dua kelompok sebagai berikut:

1. Alat yang digunakan sebagai pelindung bagian tubuh, misalnya;
 - a. Kacamata pelindung
 - b. Sarung tangan
 - c. Jas laboratorium
 - d. Masker/penutup hidung
2. Alat yang digunakan untuk keadaan darurat apabila terjadi kecelakaan yang tidak biasa, misalnya;
 - a. Pemadam kebakaran
 - b. Botol pencuci mata

Aturan umum keselamatan kerja di laboratorium yang terdapat dalam peraturan itu menyangkut hal hal sebagai berikut :

1. Orang yang tak berkepentingan dilarang masuk laboratorium, untuk mencegah hal yang tidak diinginkan.
2. Jangan melakukan eksperimen sebelum mengetahui informasi mengenai bahaya bahan kimia, alat alat dan cara pemakaiannya.
3. Mengenali semua jenis peralatan keselamatan kerja dan letaknya untuk memudahkan pertolongan saat terjadi kecelakaan kerja.
4. Harus tau cara pemakaian alat emergensi : pemadam kebakaran, eye shower, respirator dan alat keselamatan kerja yang lain.
5. Setiap laboran /Pekerja laboratorium harus tau memberi pertolongan darurat (P3K).
6. Latihan keselamatan harus dipraktekkan secara periodik bukan dihapalkan saja
7. Dilarang makan minum dan merokok di lab, bhal ini berlaku juga untuk laboran dan kepala Laboratorium.
8. Jangan terlalu banyak bicara, berkelakar, dan lelucon lain ketika bekerja di laboratorium
9. Jauhkan alat alat yang tak digunakan, tas,hand phone dan benda lain dari atas meja kerja.

Pekerja laboratorium harus mentaati etika berbusana di laboratorium. Busana yang dikenakan di laboratorium berbeda dengan busana yang digunakan sehari hari. Busana atau pakaian di laboratorium hendaklah mengikuti aturan sebagai berikut:

1. Dilarang memakai perhiasan yang dapat rusak oleh bahan kimia, sepatu yang terbuka, sepatu licin, atau berhak tinggi.
2. Wanita dan pria yang memiliki rambut panjang harus diikat, rambut panjang yang tidak terikat dapat menyebabkan kecelakaan. karena dapat tersangkut pada alat yang berputar.
3. Pakailah jas praktikum, sarung tangan dan pelindung yang lain dg baik meskipun, penggunaan alat alat keselamatan menjadikan tidak nyaman.

Bila anda bekerja dengan bahan kimia maka diperlukan perhatian dan kecermatan dalam penanganannya. Adapaun hal umum yang harus diperhatikan adalah sebagai berikut:

1. Hindari kontak langsung dg bahan kimia
2. Hindari menghirup langsung uap bahan kimia
3. Dilarang mencicipi atau mencium bahan kimia kecuali ada perintah khusus (cukup dengan mengibaskan kearah hidung)
4. Bahan kimia dapat bereaksi langsung dg kulit menimbulkan iritasi (pedih dan gatal)

Seorang laboran pasti melakukan pekerjaan pemindahan bahan kimia pada setiap kerjanya.

Ketika melakukan pemindahan bahan kimia maka harus diperhatikan hal hal sebagai berikut:

1. Baca label bahan sekurang kurangnya dua kali untuk menghindari kesalahan dalam pengambilan bahan misalnya antara asam sitrat dan asam nitrat.
2. Pindahkan sesuai jumlah yang diperlukan
3. Jangan menggunakan bahan kimia secara berlebihan
4. Jangan mengembalikan bahan kimia ke tempat botol semula untuk menghindari kontaminasi, meskipun dalam hal ini kadang terasa boros

Pemindahan bahan kimia padat memerlukan penanganan sebagai berikut:

1. Gunakan sendok sungu atau alat lain yang bukan berasal dari logam.
2. Jangan mengeluarkan bahan kimia secara berlebihan.
3. Gunakan alat untuk memindahkan bebas dari kontaminasi. Hindari satu sendok untuk bermacam macam keperluan.

Pemanasan tabung reaksi sering dilakukan dalam suatu percobaan di laboratorium. Ada banyak reaksi yang harus dilakukan pemanasan untuk mempercepat proses reaksi. Tata cara melakukan pemanasan tabung reaksi adalah:

1. Isi tabung reaksi sebagian saja, sekitar sepertiganya.
2. Api pemanas terletak pada bag bawah larutan.
3. Goyangkan tabung reaksi agar pemanasan merata.
4. Arah mulut tabung reaksi pada tempat yang kosong agar percikannya tidak mengenai orang lain.

Pemanasan yang dilakukan menggunakan gelas kimia (bukan tabung reaksi) maka harus memperhatikan aturan sebagai berikut :

1. Gunakan kaki tiga sebagai penopang gelas kimia tersebut.
2. Letakkan batang gelas atau batu didih pada gelas kimia untuk menghindari pemanasan mendadak.
3. Jika gelas kimia tersebut berfungsi sbg penagas air , isikan air seperempatnya saja supaya tidak terjadi tumpahan.

Bekerja dengan alat kimia juga berpotensi terjadinya kecelakaan kerja, oleh karena itu harus diperhatikan hal hal sebagai berikut :

1. Botol reagen harus dipegang dg cara pada bagian label ada pada telapak tangan .
2. Banyak peralatan terbuat dari gelas , hati hati kena pecahan kaca. Bila memasukkan gelas pada prop-karet gunakan sarung tangan sebagai pelindung.
3. Ketika menggunakan pembakar spritus hati hati jangan sampai tumpah di meja karena mudah terbakar. Jika digunakan bunsen amati keadaan selang apakah masih baik atau tidak.
4. Hati hati bila mengencerkan asam sulfat pekat, asam sulfatlah yang dituang sedikit demi sedikit dalam air dan bukan sebaliknya.

Kecelakaan kerja bias saja terjadi meskipun telah bekerja dengan hati hati. Bila hal itu terjadi maka perhatikan hal hal sebagai berikut:

1. Jangan panik .
2. Mintalah bantuan rekan anda yg ada didekat anda, oleh karenanya dilarang bekerja sendirian di laboratorium.
3. Bersihkan bagian yang mengalami kontak langsung dg bahan tersegit, bila memungkinkan bilas sampai bersih
4. Bila kena kulit, jangan digaruk , supaya tidak merata.
5. Bawaah keluar ruangan korban supaya banyak menghirup oksigen.
6. Bila mengawatirkan kesehatannya segera hubungi paramedik secepatnya.

Kebakaran bisa saja terjadi di laboratorium, karena di dalamnya banyak tersimpan bahan yang mudah terbakar. Bila terjadi kebakaran maka :

1. Jangan Panik
2. Segera bunyikan alarm tanda bahaya.
3. Identifikasi bahan yang terbakar (kelas A;B atau C), padamkan dg kelas pemadam yang sesuai (Contoh kebakaran klas B *bensin, minyak tanah dll* tidak boleh disiram dg air)
4. Hindari menghirup asap secara langsung, gunakan masker atau tutup hidung dengan sapu tangan.
5. Tutup pintu untuk menghambat api membesar dg cepa.
6. Cari Bantuan Pemadam Kebakaran, oleh karenanya no telpon pemadam kebakaran haru ada di laboratorium.

Keselamatan kerja di laboratorium sangatlah penting. Oleh karena itu, pada wadah atau tempat bahan-bahan atau zat kimia diberi simbol-simbol yang bertujuan untuk memberi keterangan mengenai sifat dan bahaya zat tersebut. Diharapkan kita dapat berhati-hati dalam penggunaan bahan-bahan kimia tersebut demi keselamatan bersama. Berikut beberapa simbol-simbol tanda bahaya yang ada beserta keterangannya.

Tabel 1.2 Simbo; bahan Kima

Simbol		Keterangan
	Nama Lambang Arti Tindakan Contoh	Irritant (Iritasi) Xi Bahan yang dapat menyebabkan iritasi, gatal-gatal dan dapat menyebabkan luka bakar pada kulit. Hindari kontak langsung dengan kulit. NaOH, C ₆ H ₅ OH, Cl ₂
	Nama Lambang Arti Tindakan Contoh	Harmful (Berbahaya) Xn Bahan yang dapat merusak kesehatan tubuh bila kontak langsung dengan tubuh atau melalui inhalasi. Jangan dihirup, jangan ditelan dan hindari kontak langsung dengan kulit. Etilen glikol, Diklorometan.
	Nama Lambang Arti Tindakan Contoh	Toxic (Beracun) T Bahan yang bersifat beracun, dapat menyebabkan sakit serius bahkan kematian bila tertelan atau terhirup. Jangan ditelan dan jangan dihirup, hindari kontak langsung dengan kulit. Metanol, Benzena.
	Nama Lambang Arti Tindakan Contoh	Very Toxic (sangat Beracun) T+ Bahan yang bersifat sangat beracun dan lebih sangat berbahaya bagi kesehatan yang juga dapat menyebabkan sakit kronis bahkan kematian. Hindari kontak langsung dengan tubuh dan sistem pernapasan. Kalium sianida, Hydrogen sulfida, Nitrobenzene dan Atripin.

Simbol		Keterangan
	<p>Nama Lambang Arti Tindakan Contoh</p>	<p>Corrosive (Korosif) C Bahan yang bersifat korosif, dapat merusak jaringan hidup, dapat menyebabkan iritasi pada kulit, gatal-gatal dan dapat membuat kulit mengelupas. Hindari kontak langsung dengan kulit dan hindari dari benda-benda yang bersifat logam. HCl, H₂SO₄, NaOH (>2%)</p>
	<p>Nama Arti Tindakan Contoh</p>	<p>Flammable (Mudah Terbakar) Bahan kimia yang mempunyai titik nyala rendah, mudah terbakar dengan api bunsen, permukaan metal panas atau loncatan bunga api. Jauhkan dari benda-benda yang berpotensi mengeluarkan api. Minyak terpenjin.</p>
	<p>Nama Lambang Arti Tindakan Contoh</p>	<p>Highly Flammable F Mudah terbakar di bawah kondisi atmosferik biasa atau mempunyai titik nyala rendah (di bawah 21°C) dan mudah terbakar di bawah pengaruh kelembapan. Hindari dari sumber api, api terbuka dan loncatan api, serta hindari pengaruh pada kelembapan tertentu. Aseton dan Logam natrium.</p>
	<p>Nama Lambang Arti Tindakan Contoh</p>	<p>Extremely Flammable F+ Bahan yang amat sangat mudah terbakar. Berupa gas dan udara yang membentuk suatu campuran yang bersifat mudah meledak di bawah kondisi normal. Jauhkan dari campuran udara dan sumber api. Dietil eter (cairan) dan Propane (gas).</p>
	<p>Nama Lambang Arti</p>	<p>Explosive E Bahan kimia yang mudah meledak dengan adanya panas atau percikan bunga api, gesekan atau</p>

Simbol		Keterangan
	Tindakan Contoh	benturan. Hindari pukulan/benturan, gesekan, pemanasan, api dan sumber nyala lain bahkan tanpa oksigen atmosferik. KClO ₃ , NH ₄ NO ₃ , Trinitro Toluena (TNT).
	Nama Lambang Arti Tindakan Contoh	Oxidizing O Bahan kimia bersifat pengoksidasi, dapat menyebabkan kebakaran dengan menghasilkan panas saat kontak dengan bahan organik dan bahan pereduksi. Hindari dari panas dan reduktor. Hidrogen peroksida, Kalium perklorat.
	Nama Lambang Arti Tindakan Contoh	Dangerous For the Environment N Bahan kimia yang berbahaya bagi satu atau beberapa komponen lingkungan. Dapat menyebabkan kerusakan ekosistem. Hindari kontak atau bercampur dengan lingkungan yang dapat membahayakan makhluk hidup. Tributil timah klorida, Tetraklorometan, Petroleum bensin.

<http://damainyachemistry.blogspot.com/2013/09/simbol-simbol-berbahaya-pada-bahan.html>

2.3 LATIHAN SOAL

1. Jelaskan definisi dari metode ilmiah?
2. Sebutkan tahap-tahap operasional dari metode ilmiah?
3. Gambarkan 6 simbol yang biasa terdapat dalam kemasan bahan kimia beserta penjelasannya?

2.4 TES FORMATIF (PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN)

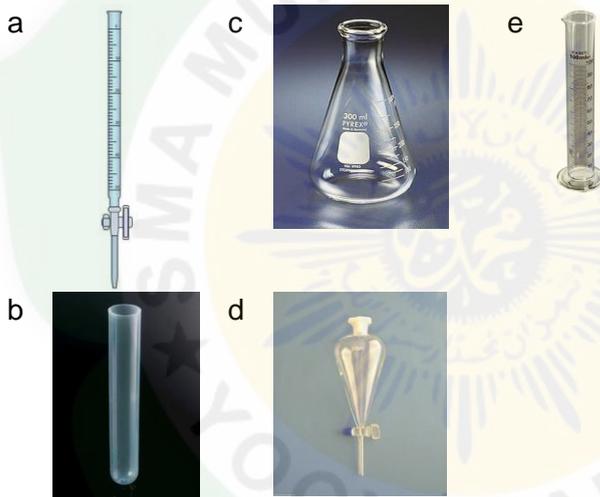
1. Apa yang dimaksud dengan metode ilmiah.....
 - a. Metode ilmiah merupakan suatu cara sistematis yang digunakan oleh para ilmuwan untuk menemukan suatu masalah
 - b. Metode ilmiah adalah metode sains yang menggunakan langkah-langkah ilmiah dan rasional untuk mengungkapkan suatu permasalahan yang muncul dalam pikiran kita

- c. Metode ilmiah adalah metode sains yang digunakan untuk mengungkapkan suatu permasalahan yang muncul dalam pikiran kita
- d. Metode ilmiah adalah langkah-langkah ilmiah dan rasional untuk mengungkapkan suatu masalah
- e. Metode ilmiah merupakan suatu cara sistematis yang digunakan oleh para ilmuwan untuk menguji suatu masalah
2. Jelaskan pengertian hipotesa dalam penelitian...
- a. Hipotesa merupakan jawaban yang bersifat sementara atas masalah penelitian yang kebenarannya masih lemah, sehingga harus diuji
- b. Hipotesa merupakan jawaban atas masalah penelitian yang kebenarannya masih lemah, sehingga harus diuji
- c. Hipotesa merupakan jawaban yang bersifat sementara atas masalah penelitian yang kebenarannya masih lemah, tetapi tidak harus diuji
- d. Hipotesa merupakan jawaban yang bersifat sementara atas masalah penelitian yang kebenarannya masih lemah
- e. Hipotesa merupakan jawaban atas masalah penelitian yang kebenarannya masih lemah
3. 1. menguji kesimpulan
2. menyusun hipotesis
3. mengumpulkan keterangan
4. merumuskan masalah
5. menarik kesimpulan
6. menguji hipotesis.
- Urutan tahapan metode ilmiah berikut ini yang benar adalah ...
- a. 3-4-2-6-5-1
b. 3-2-6-4-5-1
c. 3-2-5-6-4-1
d. 4-3-2-6-5-1
e. 4-2-3-6-5-1
4. Langkah awal dalam metode ilmiah adalah....
- a. Menulis laporan
b. Menyusun hipotesis
c. Menyusun dasar teori
d. Merumuskan masalah
e. Menyiapkan alat dan bahan
5. Budi mengamati beberapa bahan makanan di sekitar tempat tinggalnya. Ia menduga beberapa bahan makanan tersebut mengandung formalin sehingga tidak layak dikonsumsi. Untuk menguatkan dugaan tersebut, sebaiknya Budi....
- a. Menyusun rumusan masalah
b. Menyusun dasar teori
c. Melakukan penelitian
d. Menarik kesimpulan
e. Menyusun hipotesis

6. Hipotesis harus dibuktikan dengan....
- Menyusun teori
 - Menarik kesimpulan
 - Mengumpulkan data
 - Merumuskan masalah
 - Melakukan eksperimen
7. Disajikan beberapa langkah kerja yang diperlukan dalam mengembangkan ilmu kimia.
- Menyusun hipotesis
 - Menganalisis data
 - Merumuskan masalah
 - Melakukan eksperimen
 - Menyusun kerangka teori
 - Menarik kesimpulan

Urutan langkah kerja yang sesuai dengan metode ilmiah adalah....

- 1) – 2) – 3) – 4) – 5) – 6)
 - 1) – 3) – 5) – 4) – 2) – 6)
 - 3) – 5) – 1) – 4) – 2) – 6)
 - 3) – 6) – 1) – 2) – 5) – 4)
 - 4) – 5) – 1) – 6) – 2) – 1)
8. Alat laboratorium yang digunakan untuk menampung zat dititras pada proses titrasi adalah....



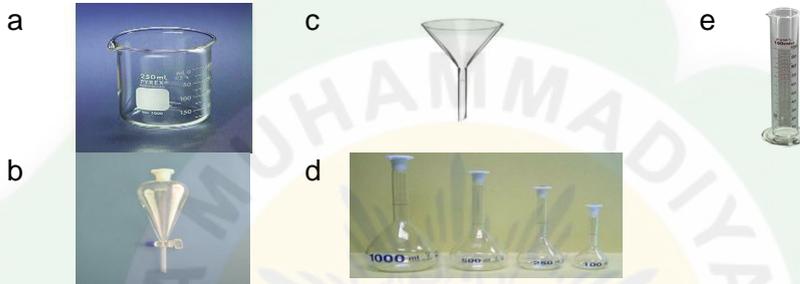
9. Perhatikan gambar berikut!



Alat pada gambar digunakan untuk....

- Menampung filtrat
 - Mengukur volume cairan
 - Mereaksikan cairan dengan jumlah kecil
 - Membuat larutan dengan konsentrasi tertentu
 - Memisahkan cairan yang berbeda massa jenisnya
10. Cara yang benar membaui bahan kimia di laboratorium adalah....

- a. Menutup mata selama membauinya.
 - b. Menambahkan air sebelum membauinya.
 - c. Mengibas-ngibaskan tangan di atas bahan kimia.
 - d. Memutar dan menggoyang bahan kimia agar baunya keluar.
 - e. Mendekatkan bahan kimia ke hidung dan menghirupnya dalam-dalam.
11. Bahan-bahan yang mudah terbakar seperti alkohol, tidak boleh digunakan didekat....
- a. Pintu terbuka
 - b. Ruang asam
 - c. Api menyala
 - d. Siswa lain
 - e. Wastafel
12. Untuk mengambil zat cair ketika bekerja di laboratorium digunakan....
- a. Pinset
 - b. Tangan
 - c. Spatula
 - d. Sendok plastik
 - e. Pipet tetes
13. Doni ingin memisahkan endapan garam dan air . Alat yang digunakan adalah....



14. Alat laboratorium yang berfungsi sebagai penyangga kawat kasa adalah....
- a. Rak tabung reaksi
 - b. Erlenmeyer
 - c. Kaki tiga
 - d. Statif
 - e. Pinset
15. Perhatikan gambar alat berikut!



- Fungsi alat tersebut adalah.....
- a. Mengambil larutan dengan volume tertentu
 - b. Membuat larutan dengan volume tertentu
 - c. Mereaksikan zat dalam jumlah sedikit
 - d. Mengaduk saat melarutkan zat padat
 - e. Mengukur suhu larutan
16. Salah satu contoh zat yang bersifat korosif adalah....
- a. Fenol
 - b. Keton
 - c. Alkohol
 - d. Asam nitrat
 - e. Hidrogen peroksida
17. Pada label suatu bahan kimia terdapat simbol sebagai berikut.



Arti dari simbol tersebut adalah....

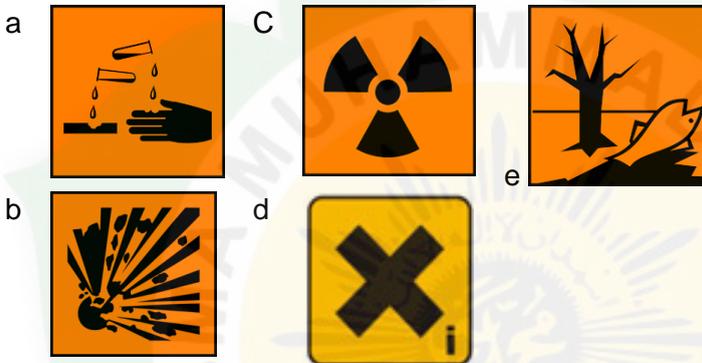
- a. Berbahaya bagi lingkungan sekitar
- b. Bersifat racun (toksik)
- c. Bersifat pengoksidasi
- d. Mudah terbakar
- e. Bersifat iritatif

18. Bahan kimia berikut yang diberi simbol seperti gambar di bawah ini adalah....



- a. Merkuri
- b. Benzena
- c. Asam klorida
- d. Kalium dikromat
- e. Natrium hidroksida

19. Bahan kimia yang bersifat mudah meledak diberi label simbol....



20. Apabila kulit terkena larutan basa maka sebaiknya....

- a. dibilas dengan air yang banyak
- b. dicuci dengan sabun
- c. dilap dengan tisu
- d. diolesi alkohol
- e. diberi es batu

Lembar Kerja Keterampilan

1. Buatlah makalah dari hasil diskusi mengenai keselamatan kerja di laboratorium
2. Makalah hasil diskusi meliputi: persiapan, pelaksanaan dan hasil diskusi
3. Diskusikan dengan guru untuk memilih beberapa makalah yang terbaik untuk dinilai



Apabila ananda sudah menjawab 75% jawaban benar, ananda dapat melanjutkan ke materi selanjutnya. Jika masih kurang, sebaiknya mohon dipelajari kembali

STRUKTUR ATOM

1. KEGIATAN BELAJAR I

1.1 KD DAN IPK

Kompetensi Dasar (KD)	Indikator Pencapaian Kompetensi (IPK)
3.2. Menganalisis perkembangan model atom dari model atom Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, dan Mekanika Gelombang	3.2.1 Membandingkan perkembangan teori atom Dalton, Thomson, Rutherford, Niels Bohr, dan teori mekanika kuantum. 3.2.2 Menentukan jumlah partikel penyusun atom (proton, elektron, neutron)
4.2. Menjelaskan fenomena alam atau hasil percobaan menggunakan model atom	4.2.1 Menggambar model atom Dalton, Thomson, Rutherford, atom Niels Bohr, dan teori mekanika kuantum. 4.2.2 Mengelompokkan unsur yang tergolong isotop, isobar, dan isoton.

1.2 MATERI

A. PERKEMBANGAN MODEL ATOM

Pernahkah kalian mendengar istilah bom atom atau kacang atom? Setiap orang menyebutkan bentuk kacang atom adalah bulat, tetapi apakah atom memang berbentuk bulat? Apakah atom juga dapat dilihat? Mengapa bom yang diledakkan di kota Hiroshima dan Nagasaki disebut dengan bom atom? Atukah memang bom tersebut meledak karena pecahnya atom? Untuk lebih memahami atom karbon, ayo kita pelajari bab ini!



1). Model Atom Dalton

Pada tahun 1803, John Dalton mengemukakan pendapatnya tentang atom. Teori atom Dalton didasarkan pada dua hukum, yaitu **hukum kekekalan massa (hukum Lavoisier)** dan **hukum susunan tetap (hukum prouts)**. Lavosier menyatakan bahwa "Massa total zat-zat sebelum reaksi akan selalu sama dengan massa total zat-zat hasil reaksi". Sedangkan Prouts menyatakan bahwa "Perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa selalu tetap".



Dari kedua hukum tersebut Dalton mengemukakan pendapatnya tentang atom sebagai berikut:

1. Atom merupakan bagian terkecil dari materi yang sudah tidak dapat dibagi lagi
2. Atom digambarkan sebagai bola pejal yang sangat kecil, suatu unsur memiliki atom-atom yang identik dan berbeda untuk unsur yang berbeda
3. Atom-atom bergabung membentuk senyawa dengan perbandingan bilangan bulat dan sederhana. Misalnya air terdiri atom-atom hidrogen dan atom-atom oksigen
4. Reaksi kimia merupakan pemisahan atau penggabungan atau penyusunan kembali dari atom-atom, sehingga atom tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan.

Hipotesa Dalton digambarkan dengan model atom sebagai bola pejal.



Kelebihan dan Kelemahan Model Atom Dalton

❖ Kelebihan

Mulai membangkitkan minat terhadap penelitian mengenai model atom

❖ Kelemahan

Teori atom Dalton tidak dapat menerangkan suatu larutan dapat menghantarkan arus listrik. Bagaimana mungkin bola pejal dapat menghantarkan arus listrik? padahal listrik adalah elektron yang bergerak. Berarti ada partikel lain yang dapat menghantarkan arus listrik.

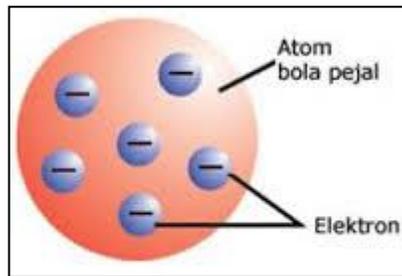
1) Model Atom Thomson

Thomson menyatakan bahwa sinar katode merupakan partikel penyusun atom (partikel subatom) yang bermuatan negatif dan selanjutnya disebut elektron.

Atom merupakan partikel yang bersifat netral, oleh karena elektron bermuatan negatif, maka harus ada partikel lain yang bermuatan positif untuk menetralkan muatan negatif elektron tersebut.



Dari penemuannya tersebut, Thomson memperbaiki kelemahan dari teori atom Dalton dan mengemukakan teori atomnya yang dikenal sebagai Teori Atom Thomson. Yang menyatakan bahwa:



"Atom merupakan bola pejal yang bermuatan positif dan didalamnya tersebar muatan negatif elektron"



Gambar 2.1 Percobaan Sinar Katode

Kelebihan dan Kelemahan Model Atom Thomson

❖ **Kelebihan**

Membuktikan adanya partikel lain yang bermuatan negatif dalam atom. Berarti atom bukan merupakan bagian terkecil dari suatu unsur.

❖ **Kelemahan**

Model Thomson ini tidak dapat menjelaskan susunan muatan positif dan negatif dalam bola atom tersebut.

3) Model Atom Rutherford

Rutherford bersama dua orang muridnya (Hans Geiger dan Ernest Marsden) melakukan percobaan yang dikenal dengan hamburan sinar alfa (α) terhadap lempeng tipis emas. Sebelumnya telah ditemukan adanya partikel alfa, yaitu partikel yang bermuatan positif dan bergerak lurus, berdaya tembus besar sehingga dapat menembus lembaran tipis kertas. Percobaan tersebut sebenarnya bertujuan untuk menguji pendapat Thomson, yakni apakah atom itu betul-betul merupakan bola pejal yang positif yang bila dikenai partikel alfa akan dipantulkan atau dibelokkan.



- Dari pengamatan mereka, didapatkan fakta bahwa apabila partikel alfa ditembakkan pada lempeng emas yang sangat tipis, maka sebagian besar partikel alfa diteruskan (ada penyimpangan sudut kurang dari 1°), tetapi dari pengamatan Marsden

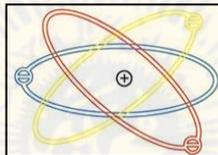
diperoleh fakta bahwa satu diantara 20.000 partikel alfa akan membelok sudut 90° bahkan lebih.

• Berdasarkan gejala-gejala yang terjadi, diperoleh beberapa kesimpulan beberapa berikut:

1. Atom bukan merupakan bola pejal, karena hampir semua partikel alfa diteruskan
2. Jika lempeng emas tersebut dianggap sebagai satu lapisan atom-atom emas, maka didalam atom emas terdapat partikel yang sangat kecil yang bermuatan positif.
3. Partikel tersebut merupakan partikel yang menyusun suatu inti atom, berdasarkan fakta bahwa 1 dari 20.000 partikel alfa akan dibelokkan. Bila perbandingan 1:20.000 merupakan perbandingan diameter, maka didapatkan ukuran inti atom kira-kira 10.000 lebih kecil daripada ukuran atom keseluruhan.

Berdasarkan fakta-fakta yang didapatkan dari percobaan tersebut, Rutherford mengusulkan model atom yang dikenal dengan Model Atom Rutherford yang menyatakan bahwa Atom terdiri dari inti atom yang sangat kecil dan bermuatan positif, dikelilingi oleh elektron yang bermuatan negatif. Rutherford menduga bahwa didalam inti atom terdapat partikel netral yang berfungsi mengikat partikel-partikel positif agar tidak saling tolak menolak.

Model atom Rutherford dapat digambarkan sebagai berikut:



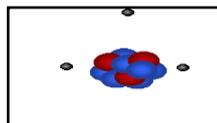
Kelemahan Model Atom Rutherford

❖ **Kelebihan**

Membuat hipotesa bahwa atom tersusun dari inti atom dan elektron yang mengelilingi inti

❖ **Kelemahan**

Tidak dapat menjelaskan mengapa elektron tidak jatuh ke dalam inti atom. Berdasarkan teori fisika, gerakan elektron mengitari inti ini disertai pemancaran energi sehingga lama - kelamaan energi elektron akan berkurang dan lintasannya makin lama akan mendekati inti dan jatuh ke dalam inti



Gambar 2.2 Model Atom Rutherford, seperti tata surya

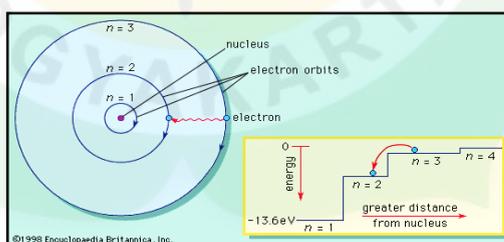
4). Model Atom Bohr

Pada tahun 1913, pakar fisika Denmark bernama **Neils Bohr** memperbaiki kegagalan atom Rutherford melalui percobaannya tentang spektrum atom hidrogen. Percobaannya ini berhasil memberikan gambaran keadaan elektron dalam menempati daerah disekitar inti atom. Penjelasan Bohr tentang atom hidrogen melibatkan gabungan antara teori klasik dari Rutherford dan teori kuantum dari Planck, diungkapkan dengan empat postulat, sebagai berikut:

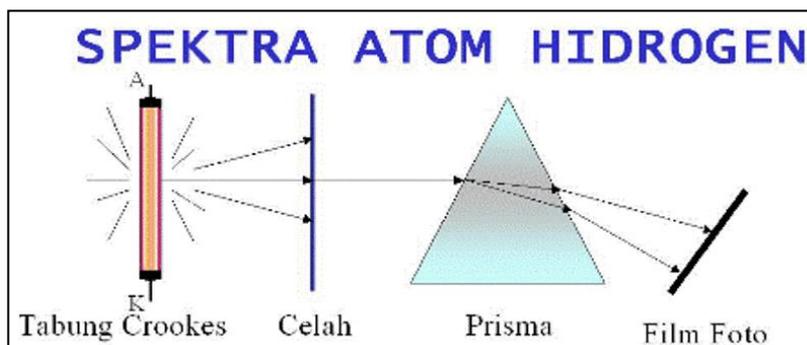


1. Hanya ada seperangkat orbit tertentu yang diperbolehkan bagi satu elektron dalam atom hidrogen. Orbit ini dikenal sebagai keadaan gerak stasioner (menetap) elektron dan merupakan lintasan melingkar disekeliling inti.
2. Selama elektron berada dalam lintasan stasioner, energi elektron tetap sehingga tidak ada energi dalam bentuk radiasi yang dipancarkan maupun diserap.
3. Elektron hanya dapat berpindah dari satu lintasan stasioner ke lintasan stasioner lain. Pada peralihan ini, sejumlah energi tertentu terlibat, besarnya sesuai dengan persamaan planck, $\Delta E = hv$.
4. Lintasan stasioner yang dibolehkan memiliki besaran dengan sifat-sifat tertentu, terutama sifat yang disebut *momentum sudut*. Besarnya momentum sudut merupakan kelipatan dari $h/2\pi$ atau $nh/2\pi$, dengan n adalah bilangan bulat dan h tetapan planck.

Menurut model atom bohr, elektron-elektron mengelilingi inti pada lintasan-lintasan tertentu yang disebut **kulit elektron** atau *tingkat energi*. Tingkat energi paling rendah adalah kulit elektron yang terletak paling dalam, semakin keluar semakin besar nomor kulitnya dan semakin tinggi tingkat energinya



Percobaan Bohr



Kelebihan dan Kelemahan

❖ **Kelebihan**

atom Bohr adalah bahwa atom terdiri dari beberapa kulit untuk tempat berpindahnya elektron.

❖ **Kelemahan**

model atom ini adalah tidak dapat menjelaskan efek Zeeman dan efek Strack

5). Model Atom Modern

Model atom mekanika kuantum dikembangkan oleh Erwin Schrodinger (1926). Sebelum Erwin Schrodinger, seorang ahli dari Jerman Werner Heisenberg mengembangkan teori mekanika kuantum yang dikenal dengan prinsip ketidakpastian yaitu "Tidak mungkin dapat ditentukan kedudukan dan momentum suatu benda secara seksama pada saat bersamaan, yang dapat ditentukan adalah kebolehjadian menemukan elektron pada jarak tertentu dari inti atom".



Erwin Schodinger

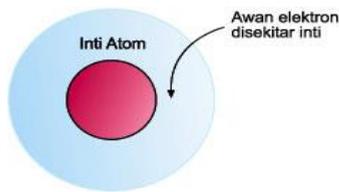
Daerah ruang di sekitar inti dengan kebolehjadian untuk mendapatkan elektron **disebut orbital**. Bentuk dan tingkat energi orbital dirumuskan oleh Erwin Schrodinger. Erwin Schrodinger memecahkan suatu persamaan untuk mendapatkan fungsi gelombang untuk menggambarkan batas kemungkinan ditemukannya elektron dalam tiga dimensi.

Persamaan Schrodinger

$$\bullet \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{2m}{\hbar^2} (E + V)\psi = 0$$

- x,y dan z = Posisi dalam tiga dimensi
- Y = Fungsi gelombang
- m = massa
- \hbar = $h/2\pi$ dimana h = konstanta plank dan $\pi = 3,14$
- E = Energi total
- V = Energi potensial

Model atom dengan orbital lintasan elektron ini disebut model atom modern atau model atom mekanika kuantum yang berlaku sampai saat ini, seperti terlihat pada gambar berikut ini.



Model atom mutakhir atau model atom mekanika gelombang

Awan elektron disekitar inti menunjukkan tempat kebolehjadian elektron. Orbital menggambarkan tingkat energi elektron. Orbital-orbital dengan tingkat energi yang sama atau hampir sama akan membentuk sub kulit. Beberapa sub kulit bergabung membentuk kulit. Dengan demikian kulit terdiri dari beberapa sub kulit dan subkulit terdiri dari beberapa orbital. Walaupun posisi kulitnya sama tetapi posisi orbitalnya belum tentu sama.

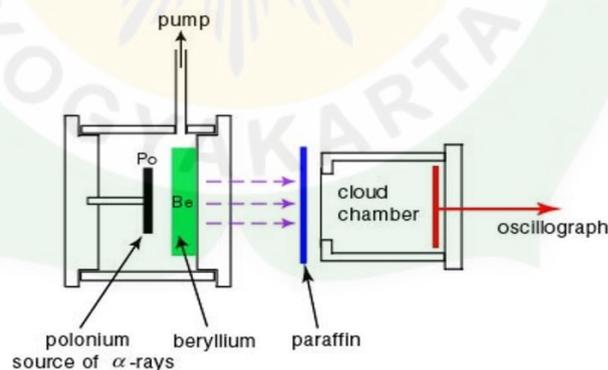
Ciri Khas Model Atom Mekanika Gelombang

1. Gerakan elektron memiliki sifat gelombang, sehingga lintasannya (orbitnya) tidak stasioner seperti model Bohr, tetapi mengikuti penyelesaian kuadrat fungsi gelombang yang disebut orbital (bentuk tiga dimensi dari kebolehjadian paling besar ditemukannya elektron dengan keadaan tertentu dalam suatu atom)
2. Bentuk dan ukuran orbital bergantung pada harga dari ketiga bilangan kuantumnya. (Elektron yang menempati orbital dinyatakan dalam bilangan kuantum tersebut)
3. Posisi elektron sejauh $0,529$ Amstrong dari inti H menurut Bohr bukannya sesuatu yang pasti, tetapi bolehjadi merupakan peluang terbesar ditemukannya electron



Werner Heisenberg

Kelemahan Model Atom Modern adalah Persamaan gelombang Schrodinger hanya dapat diterapkan secara eksak untuk partikel dalam kotak dan atom dengan elektron tunggal.



Gambar 2.3 Percobaan chadwick

B. PARTIKEL PENYUSUN ATOM

1). Nomor atom (Z)

Jumlah proton dalam suatu atom disebut nomor atom atau nomor proton. Jumlah proton khas bagi setiap unsur. Artinya, atom-atom dari unsur yang sama mempunyai proton

yang sama tetapi berbeda dari atom yang lain. Oleh karena suatu unsur bersifat netral maka jumlah elektron sama dengan jumlah proton. Jadi nomor atom juga menyatakan jumlah elektron dalam suatu atom.

$$\text{Nomor atom} = \text{jumlah proton} = \text{jumlah elektron}$$

Contoh:

Nomor atom karbon adalah 6, berarti setiap atom karbon mempunyai 6 proton dan 6 elektron

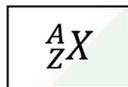
2). Nomor massa (A)

Massa suatu atom dapat dianggap sama dengan total massa proton dan massa neutronnya. Massa atom ini dinyatakan sebagai nomor massa (A).

$$\text{Nomor massa} = \text{Jumlah proton (p)} + \text{Jumlah neutron (n)}$$

Nomor atom (Z) dan nomor massa (A) adalah karakteristik dari atom suatu unsur.

Jika X lambang kimia unsur, maka nomor atom (Z) dan nomor massa (A) dari unsur X dapat ditulis menggunakan notasi sebagai berikut:



X : lambang unsur

A : nomor massa (jumlah proton + jumlah neutron)

Z : nomor atom (jumlah proton = jumlah elektron)

Contoh:

${}_{13}^{27}\text{Al}$: menyatakan atom aluminium dengan nomor atom 13 dan nomor massa 27.

Atom ini mempunyai jumlah proton = 13, elektron = 13, jumlah neutron = $27 - 13 = 14$

3). Isotop, Isobar, dan Isoton

- Isotop

Adalah atom yang memiliki nomor atom (jumlah proton) sama tetapi nomor massa berbeda.

Contoh: ${}_{6}^{12}\text{C}$ dan ${}_{6}^{13}\text{C}$

- Isobar

Adalah atom dari unsur berbeda (mempunyai nomor atom berbeda) tetapi memiliki nomor massa sama.

Contoh: ${}_{6}^{14}\text{C}$ dan ${}_{7}^{14}\text{N}$

- Isoton

Adalah atom dari unsur berbeda (mempunyai nomor atom berbeda) tetapi memiliki jumlah neutron sama.

Contoh: ${}_{6}^{13}\text{C}$ dan ${}_{7}^{14}\text{N}$

1.3 LATIHAN SOAL

1. Jelaskan model atom Thomson beserta kelemahannya!
2. Jelaskan model atom Rutherford beserta percobaan yang mendasarinya!
3. Isilah tabel di bawah ini!

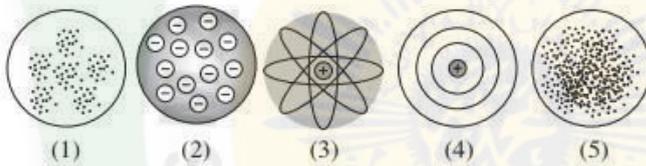
Nama	Notasi Atom	Nomor Atom	Nomor Massa	Inti		Jumlah Elektron
				Jumlah Proton	Jumlah Neutron	
Karbon-11	$^{11}_6\text{C}$					
Oksigen-18	$^{18}_8\text{O}$					
Karbon-13	$^{13}_6\text{C}$					
Karbon-14	$^{14}_6\text{C}$					
Oksigen-16	$^{16}_8\text{O}$					
Magnesium	$^{24}_{12}\text{Mg}$					

2.1 TES FORMATIF (PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN)

A. Pilihlah jawaban yang paling benar!

1. Pada percobaan hamburan sinar alfa melalui penembakan lempeng emas tipis, Rutherford memperoleh hipotesis bahwa
 - a. Atom tersusun atas inti atom yang bermuatan positif dan dikelilingi elektron yang bermuatan negatif, sehingga atom bersifat netral.
 - b. Pada anoda terbentuk elektron yang berupa sinar negatif, sedangkan di katoda terbentuk sinar positif
 - c. Radiasi partikel yang berdaya tembus tinggi dan bersifat netral mempunyai massa hampir sama dengan dengan massa proton disebut neutron
 - d. Atom terdiri atas partikel bermuatan negatif yang dapat dibelokkan ke arah kutub positif medan listrik
 - e. Atom dalam suatu unsur memiliki sifat yang sama, sedangkan atom suatu unsur berbeda memiliki sifat berbeda.
2. Sinar katode merupakan partikel yang bermuatan negatif. Fakta yang mendukung hal tersebut adalah...
 - a. Massa elektron sangat kecil dan bergerak lurus
 - b. Dibelokkan oleh medan listrik menuju kutub negatif
 - c. Dibelokkan medan listrik menuju kutub positif
 - d. Sifatnya tidak tergantung pada jenis katode yang digunakan
 - e. Merupakan hasil pancaran dari sinar katode

3. Dari percobaan hamburan sinar alfa, Rutherford menemukan adanya sebagian kecil sinar alfa yang dipantulkan atau dibelokkan, maka Rutherford mengambil kesimpulan bahwa...
 - a. Sebagian besar atom merupakan ruang kosong
 - b. Muatan positif atom terpusat pada inti
 - c. Elektron mengelilingi inti pada lintasan yang melingkar
 - d. Gaya tarik inti dilawan oleh gaya sentripetal elektron
 - e. Muatan inti sama dengan muatan elektron yang mengelilinginya
4. Dari pengamatan hasil percobaan Rutherford didapatkan data bahwa sejumlah kecil partikel alfa yang dihamburkan dibelokkan dengan sudut yang sangat besar, maka kesimpulan yang tidak tepat adalah...
 - a. Sebagian besar massa atom terpusat pada inti
 - b. Inti atom bermuatan positif
 - c. Ukuran inti sangat kecil
 - d. Kerapatan inti sangat besar
 - e. Inti atom berbentuk bulat
5. Gambar berikut ini merupakan perkembangan model atom.



Model atom Rutherford adalah model atom nomor

- a. (1)
 - b. (2)
 - c. (3)
 - d. (4)
 - e. (5)
6. Pokok teori atom Thomson dititik beratkan pada
 - a. Atom terdiri dari elektron - electron
 - b. Elektron sebagai penyusun utama atom
 - c. Atom sebagai bola masif yang hanya berisi electron
 - d. Atom sebagai bola masif bermuatan positif yang di dalamnya tersebar elektron sehingga keseluruhannya bersifat netral
 - e. proton dan elektron adalah bagian penyusun atom yang keduanya saling meniadakan
 7. Perhatikan beberapa pernyataan berikut!
 - (1) Hanya mampu menjelaskan sepektrum atom hydrogen
 - (2) Tidak mampu menjelaskan sepektrum atom-atom berelektron banyak
 - (3) Tidak dapat menerangkan alasan elektron tidak jatuh ke dalam inti
 - (4) Bertentangan dengan teori gelombang elektromagnetik Maxwell
 - (5) Jarak elektron dengan inti terlalu jauh sehingga tidak ada gaya sentripetal

Kelemahan teori atom Rutherford ditunjukkan oleh angka....

- a. (1) dan (2)
- b. (1) dan (3)
- c. (2) dan (5)
- d. (3) dan (4)
- e. (4) dan (5)

8. Elektron-elektron dalam atom beredar mengelilingi inti dan berada pada lintasan (tingkat energi) tertentu. Elektron dapat berpindah dari satu tingkat energi ke tingkat energi lainnya disertai penyerapan atau pelepasan energi. Pernyataan ini dikemukakan oleh

- a. Dalton
- b. Thomson
- c. Rutherford
- d. Niels Bohr
- e. Schrodinger

9. Kulit-kulit atom bukan merupakan kedudukan yang pasti dari suatu elektron, melainkan hanya suatu kebolehjadian ditemukannya elektron. Pernyataan ini dikemukakan oleh

- a. Werner Heisenberg
- b. Niels Bohr
- c. Ernest Rutherford
- d. J.J Thomson
- e. Goldstein

10. Elektron dapat berpindah dari suatu lintasan ke lintasan yang lain sambil menyerap atau memancarkan energi. Teori yang merupakan penyempurnaan dari teori atom Rutherford ini dinamakan teori

- a. Niels Bohr
- b. Dalton
- c. Thomson
- d. Rutherford
- e. Mekanika Kuantum

B. Jawablah dengan tepat!

1. Isilah tabel di bawah ini!

Nama	Notasi Atom	Nomor Atom	Nomor Massa	Inti		Jumlah Elektron
				Jumlah Proton	Jumlah Neutron	
Nitrogen	${}^{14}_7\text{N}$					
Kalium-40	${}^{40}_{19}\text{K}$					
Argon	${}^{40}_{20}\text{Ar}$					
Natrium	${}^{23}_{11}\text{Na}$					
Kalium-39	${}^{39}_{19}\text{K}$					

2. Tuliskan unsur-unsur yang memiliki jumlah proton sama!

.....

3. Tuliskan unsur-unsur yang memiliki nomor massa sama!

.....

4. Tuliskan unsur-unsur yang memiliki jumlah neutron sama!

.....

5. Apakah istilah untuk atom-atom yang:

- jumlah protonnya sama?
- jumlah neutronnya sama?
- nomor massanya sama?

LEMBAR KERJA KELOMPOK

Anggota :

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.
- 5.
- 6.

PERKEMBANGAN TEORI & MODEL ATOM

Atom, yang diduga sebagai bagian terkecil dari suatu benda, sudah menjadi bahan pemikiran para ilmuwan sejak masa lampau, bahkan sebelum tahun masehi berjalan. Tugas anda sebagai kelompok, adalah mencari literatur dan referensi untuk mengetahui bagaimana perkembangan teori-teori dan model atom yang diusulkan oleh para ilmuwan. Anda bisa mencari referensi dari segala sumber. Buku, catatan, blog, situs web, jejaring sosial dan apapun yang memungkinkan anda untuk mendapatkan tambahan informasi.

Bagian Pertama,

Pemikiran mengenai ATOM sebelum masehi dan sebelum teori atom yang pertama lahir oleh **DALTON** :

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Bagian Kedua,

Teori Atom pertama, dikemukakan oleh seorang ilmuwan bernama **John Dalton**.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Bagian Ketiga,

Teori Atom kedua, dikemukakan oleh seorang ilmuwan bernama **J.J. Thomson**.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

Bagian Keempat,

Teori Atom ketiga, dikemukakan oleh seorang ilmuwan bernama **Ernest Rutherford**.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

Bagian Kelima,

Teori Atom keempat, dikemukakan oleh seorang ilmuwan bernama **Niels Bohr**.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

Bagian Keenam,

Kesimpulan:

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

1. KEGIATAN BELAJAR II

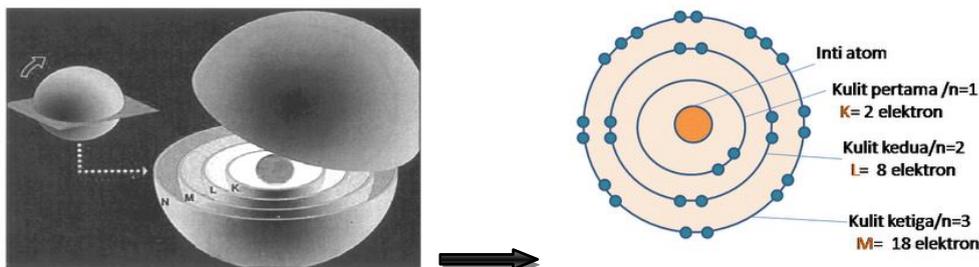
1.1. KD DAN IPK

Kompetensi Dasar (KD)	Indikator Pencapaian Kompetensi (IPK)
3.3. Menganalisis struktur atom berdasarkan teori atom Bohr dan teori mekanika kuantum.	3.5.1 Menjelaskan prinsip dan aturan penulisan konfigurasi elektron 3.5.2 Menuliskan konfigurasi elektron dalam bentuk diagram orbital 3.5.3 Menentukan bilangan kuantum dari setiap elektron.
4.3. Mengolah dan menganalisis struktur atom berdasarkan teori atom Bohr dan teori mekanika kuantum.	4.5.1 Melaporkan hasil diskusi struktur atom berdasarkan teori atom Bohr dan mekanika kuantum

1.2. MATERI

A. Struktur Atom Bohr

Masih ingatkah kalian dengan model atom yang dikemukakan oleh **Ernest Rutherford** (1871–1937). Menurut Rutherford, atom terdiri dari inti yang bermuatan positif dan dikelilingi elektron yang bermuatan negatif. Namun, jika suatu partikel yang bermuatan listrik bergerak melingkar akan mengemisikan energinya dalam bentuk cahaya yang mengakibatkan percepatan partikel semakin berkurang dan akhirnya diam. Dengan demikian, jika elektron yang bermuatan negatif bergerak melingkar (mengelilingi inti bermuatan positif) maka akan kehilangan energinya sehingga gerakan elektron akan berkurang, yang akhirnya akan jatuh ke inti. Namun pada kenyataannya, elektron tidak jatuh ke inti. Rutherford tidak mampu menjelaskan mengapa elektron tidak dapat jatuh ke inti. Teori atom ini kemudian disempurnakan oleh **Niels Bohr** (1885 – 1962) sehingga model atom menurut Bohr adalah sebagai berikut.



Struktur atom menurut Niels Bohr adalah sebagai berikut:

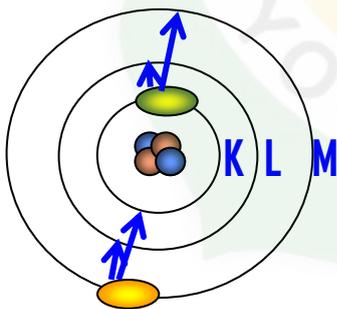
- Atom terdiri atas inti yang proton bermuatan positif dan neutron yang tidak bermuatan (netral).
- Inti atom dikelilingi oleh elektron yang bermuatan negatif di dalam suatu lintasan/orbit tertentu yang biasa disebut kulit atom.
- Pada atom setiap lintasan (kulit) dapat ditempati lebih dari 1 elektron.
- Kulit atom merupakan gerakan stasioner (menetap) dari elektron dalam mengelilingi inti atom dengan jarak tertentu. Selama elektron berada pada lintasan stasioner tertentu, energi elektron tetap sehingga tidak ada energi yang diemisikan atau diserap
- Setiap kulit atom memiliki tingkat energi tertentu. Makin besar nomor kulit, tingkat energinya juga makin besar

Tabel 2.1 energi setiap tingkatan kulit atom

Kulit ke-	Jumlah energi
1	$-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$
2	$-0,55 \times 10^{-18} \text{ J}$
3	$-0,24 \times 10^{-18} \text{ J}$
4	$-0,14 \times 10^{-18} \text{ J}$
dst	



- Berdasarkan struktur atom Bohr, elektron tidak akan memancarkan atau menyerap energi jika dia berada pada lintasannya (keadaan dasar) → **stabil**. Namun, elektron dapat berpindah dari kulit satu ke kulit lainnya dengan cara melepas atau menyerap energi.



- Jika elektron berpindah dari kulit dengan energi **rendah** ke kulit yang energinya **lebih tinggi**, maka ia akan menyerap energi (eksitasi)

- jika elektron berpindah dari kulit dengan energi **tinggi** ke kulit yang energinya **lebih rendah** maka ia akan melepaskan/membebasakan energy (emisi)

akan melepaskan/membebasakan energy (emisi)



C. Konfigurasi Elektron

Berdasarkan struktur atom Bohr, elektron akan mengelilingi inti pada lintasan atau kulit atom tertentu. Susunan pendistribusian elektron pada masing-masing kulit disebut konfigurasi elektron. Data yang digunakan untuk menuliskan konfigurasi elektron

adalah *nomor atom* suatu unsur, di mana nomor atom unsur menyatakan jumlah elektron dalam atom unsur tersebut. Sedangkan elektron pada kulit terluar dikenal dengan sebutan elektron valensi. Susunan elektron valensi sangat menentukan sifat-sifat kimia suatu atom dan berperan penting dalam membentuk ikatan dengan atom lain.

Untuk menentukan konfigurasi elektron suatu unsur, ada beberapa

- 1) Dimulai dari lintasan yang terdekat dengan inti, masing-masing lintasan disebut kulit ke-1, kulit ke-2, kulit ke-3, kulit ke-4, dan seterusnya.
- 2) Jumlah elektron maksimum (paling banyak) yang dapat menempati masing-masing kulit adalah: $2n^2$, dengan n = nomor kulit
Kulit 1 dapat menampung maksimal 2 elektron.
Kulit 2 dapat menampung maksimal 8 elektron.
Kulit 3 dapat menampung maksimal 18 elektron, dan seterusnya.

(1). Aturan penulisan konfigurasi elektron suatu unsur :

- (a). Hitung jumlah elektron (pada atom bebas, jumlah elektron = nomor atom)
- (b). Pengisian elektron dimulai dari kulit K, L, M, N dan seterusnya.
- (c). Setiap kulit diisi elektron sebanyak jumlah maksimal elektron ($2n^2$) dan menghitung jumlah elektron yang tersisa.
- (d). Jika elektron yang tersisa kurang dari jumlah elektron maksimal suatu kulit maka diisi sesuai jumlah elektron maksimal kulit sebelumnya.
- (e). Jika elektron yang tersisa < 8 , maka ditempatkan pada kulit berikutnya sebagai elektron terluar atau disebut sebagai elektron valensi.
- (f). Jumlah maksimal elektron valensi adalah 8.

Contoh

Tabel 2.2 Tabel Konfigurasi Elektron Beberapa Unsur

Unsur	Nomor Atom	Nomor Kulit							Konfigurasi Elektron	Elektron Valensi
		1	2	3	4	5	6	7		
Li	3	2	1						2,1	1
Na ⁺	11	2	8						2,8	8
K	19	2	8	8	1				2,8,8,1	1
Rb	37	2	8	18	8	1			2,8,18,8,1	1
Cs	55	2	8	18	18	8	1		2,8,18,18,8,1	1
Fr	87	2	8	18	32	18	8	1	2,8,18,32,18,8,1	1
Cl ⁻	17	2	8	8					2,8,8	8
Kr	36	2	8	18	8				2,8,18,8	8

(2). Kelebihan dan Kelemahan Atom Bohr

Kelebihan : dapat menjelaskan adanya lintasan elektron pada atom sehingga elektron tidak jatuh ke inti.

Kelemahan : tidak dapat menjelaskan spektrum atom yang memiliki elektron lebih banyak serta tidak mampu menjelaskan mengapa spectrum atom hydrogen memiliki garis-garis tambahan ketika dipengaruhi medan magnet

E. Teori Atom Mekanika Kuantum

Ketidakmampuan Teori Atom Bohr dalam menerangkan model atom selain atom hidrogen dan gejala atom dalam medan magnet disempurnakan oleh ahli fisika Prancis, Louis de Broglie pada tahun 1924.

Menurut de Broglie, selain bersifat partikel, elektron dapat bersifat gelombang, sedangkan Niels Bohr berpendapat bahwa elektron adalah partikel. Pendapat de Broglie yang dikembangkan oleh Erwin Schrödinger dan Werner Karl Heisenberg melahirkan Teori Atom Modern. Teori ini dikenal dengan nama Teori Atom Mekanika Kuantum.

Prinsip dasar Teori Mekanika Kuantum adalah gerakan elektron dalam mengelilingi inti bersifat seperti gelombang. Teori Mekanika Kuantum digunakan untuk menjelaskan sifat atom dan molekul.

Berdasarkan Teori Mekanika Kuantum, keberadaan elektron dalam lintasan tidak dapat ditentukan dengan pasti, yang dapat diketahui hanya daerah kebolehjadian ditemukannya elektron. Teori ini dikemukakan oleh ahli fisika Jerman, Werner Heisenberg, dan dinamakan *Prinsip Ketidakpastian Heisenberg*.



Untuk lebih Jelas tentang teori atom mekanika kuantum bisa dilihat pada link :

<https://www.youtube.com/watch?v=83FaHZi5oCo>

G. Perbedaan Struktur Atom Berdasarkan Teori Atom Bohr dan Teori Atom Mekanika Kuantum



Perbedaan Struktur Atom Berdasarkan Teori Atom Bohr dan Teori Atom Mekanika Kuantum dapat dilihat pada Tabel 1.2 di bawah ini.

Tabel 2.3 Perbedaan Struktur Atom Bohr dan Mekanika Kuantum

Struktur Atom Bohr	Struktur Atom Mekanika Kuantum

Pada struktur atom menurut Bohr, dapat dilihat bahwa elektron dalam atom hanya dapat beredar pada lintasan-lintasan dengan tingkat energi tertentu. Pada lintasan itu,

electron dapat beredar tanpa pemancaran atau penyerapan energi. Lintasan elektron tersebut berupa lingkaran dengan jari-jari tertentu yang disebut sebagai kulit atom.

Sedangkan pada Model atom mekanika kuantum menerangkan bahwa elektron-elektron dalam atom menempati suatu ruang atau “awan” yang disebut *orbital*, yaitu ruang tempat elektron paling mungkin ditemukan. Beberapa orbital bergabung membentuk kelompok yang disebut *subkulit*. Jika orbital kita analogikan sebagai “kamar elektron”, maka subkulit dapat dipandang sebagai “rumah elektron”. Beberapa subkulit yang bergabung akan membentuk kulit atau “desa elektron”. Orbital-orbital dalam satu subkulit mempunyai tingkat energi yang sama, sedangkan orbital-orbital dari subkulit berbeda, tetapi dari kulit yang sama mempunyai tingkat energi yang mirip.

I. Bilangan Kuantum

Keberadaan elektron dalam atom dikaitkan dengan empat bilangan kuantum. Adapun keempat bilangan kuantum tersebut, yaitu bilangan kuantum utama, bilangan kuantum azimuth, bilangan kuantum magnetic dan bilangan kuantum spin.

1) Bilangan Kuantum Utama (n)

Bilangan kuantum utama (n) menentukan ukuran dari orbital berdasarkan kulit/orbit. Bilangan kuantum ini menentukan tingkat energi yang mempunyai harga $n = 1, 2, 3, \dots$. Biasanya digunakan istilah “kulit” yang menyatakan sekelompok tingkat energi yang memiliki n dengan harga yang sama.

2) Bilangan Kuantum Azimuth (l)

Bilangan kuantum azimuth (l) disebut juga bilangan kuantum orbital yang dapat menentukan bentuk ruang dari orbital. Harga l biasanya dinyatakan dengan huruf sebagai berikut.

$l = 0$, yaitu *s* (*sharp*)

$l = 1$, yaitu *p* (*principal*)

$l = 2$, yaitu *d* (*diffuse*)

$l = 3$, yaitu *f* (*fundamental*)

Nilai s, p, d, f digunakan dari spektroskopi deret-deret spectrum unsur alkali. Dengan adanya bilangan kuantum azimuth (l) yang berbeda memungkinkan untuk membagi setiap “kulit” menjadi “subkulit” atau orbital. Setiap subkulit dinyatakan dengan harga bilangan dari n dan huruf yang menyatakan l . Misalkan, subkulit $2p$ berarti mempunyai harga $n = 2$ dan $l = 1$.

3) Bilangan Kuantum Magnetik (m)

Bilangan kuantum magnetik (m) menentukan orientasi orbital dalam ruang sehingga disebut juga bilangan kuantum orientasi orbital. Untuk setiap harga l , akan mempunyai harga m dengan rentang nilai $m = \dots, -l, 0, +l, \dots$.

Untuk $l = 0$ (elektron pada s) maka $m = 0$

Untuk $l = 1$ (elektron pada p) maka $m = -1, 0, +1$

Untuk $l = 2$ (elektron pada d) maka $m = -2, -1, 0, +1, +2$

Untuk $l = 3$ (elektron pada f) maka $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

4) Bilangan Kuantum Spin (s)

Dengan menggunakan alat spektroskopi yang daya pisahnya sangat tinggi maka akan tampak setiap garis spectrum yang terdiri atas sepasang garis yang sangat berdekatan. Menurut Uhlenbeck dan Goudsmit (1925) bahwa elektron memiliki momen magnetik sehingga elektron berputar pada sumbu-sumbu dan menghasilkan sudut spin. Harga bilangan kuantum spin (s) adalah $+\frac{1}{2}$ dan $-\frac{1}{2}$.



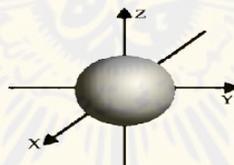
K. Orbital molekul

Orbital (bukan orbit) adalah volume ruang yang memiliki kebolehjadian paling besar untuk menemukan elektron dalam atom. Setiap orbital dicirikan oleh 3 bilangan kuantum n , l , dan m , dimana orbital mempunyai ukuran, bentuk, dan orientasi tertentu dalam ruang.

Kumpulan orbital-orbital dengan bilangan kuantum utama (n) yang sama disebut kulit. Jumlah orbital dalam kulit dapat ditentukan dengan rumus n^2 .

1) Orbital s

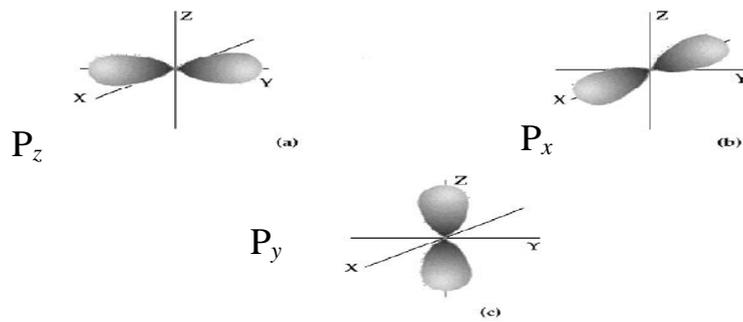
Bentuk orbital s berupa bola simetris dan hanya memiliki 1 macam orbital. Bentuk orbitalnya dapat dilihat pada Gambar 2.3.



Gambar 2.3. Bentuk orbital s

2) Orbital p

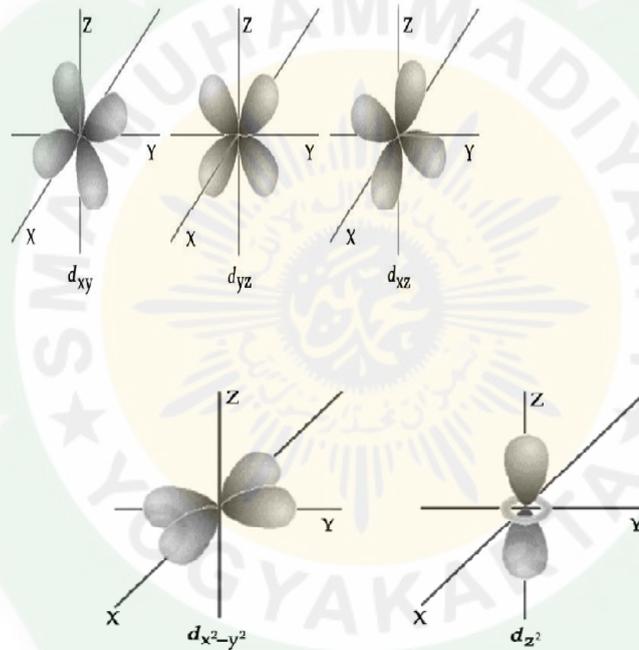
Orbital p berjumlah tiga buah yang terletak di subkulit p . ketiganya mempunyai tingkat energi yang sama, namun arah ruangnya berbeda. Ketiga orbital tersebut, yaitu P_x , P_y dan P_z . Setiap orbital berbentuk seperti balon terpilin yang digambarkan menggunakan koordinat Cartesius dengan sumbu x , y dan z , seperti pada Gambar 2.4.



Gambar 2.4. Bentuk-bentuk orbital p

3) Orbital d

Orbital *d* berjumlah lima buah, terletak di subkulit *d*, dan digambarkan dengan empat buah bola lonjong. Orbital-orbital tersebut, yaitu d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$ dan d_{z^2} . Bentuk-bentuk orbital *d* dapat dilihat pada Gambar 1.4.



Gambar 2.5. Bentuk-bentuk Orbital d

Untuk lebih Jelas tentang ilustrasi bentuk orbital bisa dilihat pada link : <https://www.youtube.com/watch?v=K-jNgq16jEY>

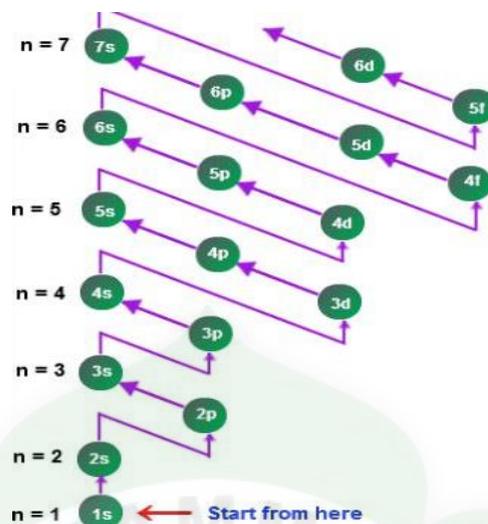
M. KONFIGURASI ELEKTRON

Konfigurasi elektron merupakan gambaran penyebaran elektron yang paling mungkin ke dalam orbital-orbital kulit elektron. Menurut **prinsip Aufbau**, pengisian orbital dimulai dari tingkat energi yang rendah sampai penuh kemudian tingkat energinya lebih tinggi.

Elektron mempunyai kecenderungan akan menempati dulu subkulit yang energinya rendah. Besarnya tingkat energi dari suatu subkulit dapat diketahui dari bilangan kuantum utama (*n*) dan bilangan kuantum azimuth (*l*) dari orbital tersebut. Orbital dengan harga (*n*

+ l) lebih besar mempunyai tingkat energi yang lebih besar. Jika harga (n + l) sama, maka orbital yang harga n-nya lebih besar mempunyai tingkat energi yang lebih besar.

Urutan energi dari yang paling rendah ke yang paling tinggi menurut **aturan Aufbau** dapat dilihat pada Gambar 1.5 berikut.



Gambar 2.6 Diagram tingkat energi orbital menurut aturan Aufbau

O. DIAGRAM

Diagram orbital menunjukkan sebaran elektron dalam orbital-orbital pada suatu atom. Penggambaran diagram orbital pada umumnya menggunakan kotak yang mewakili jumlah orbital pada setiap subkulit disertai dengan tanda panah ke atas (↑) atau ke bawah (↓) yang menggambarkan spin elektron. Diagram orbital umumnya hanya dituliskan untuk elektron valensi.

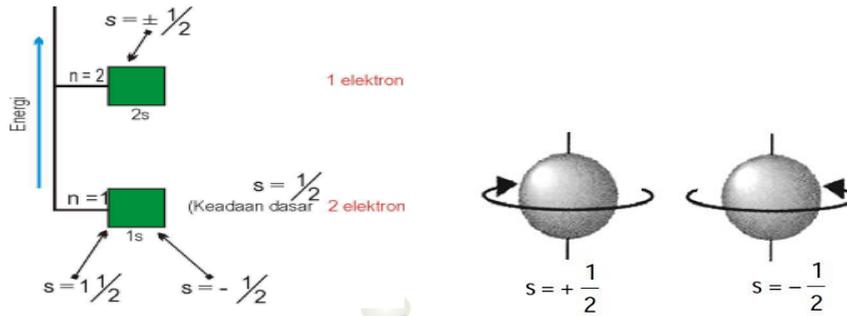
Setiap orbital mempunyai ukuran, bentuk, dan arah orientasi ruang yang ditentukan oleh bilangan kuantum n, l, m, dan s. Orbital-orbital bergabung membentuk suatu subkulit, kemudian subkulit bergabung membentuk kulit dan tingkat energi.

Untuk memudahkan penentuan nilai bilangan-bilangan kuantum suatu elektron, Konfigurasi elektron terlebih dahulu diubah menjadi diagram orbital. Ada beberapa aturan yang harus dipenuhi dalam menggambarkan diagram orbital, diantaranya :

1) Larangan Pauli

Larangan Pauli menyatakan bahwa di dalam satu atom tidak boleh terdapat dua elektron dengan empat bilangan kuantum yang sama. Dua elektron yang menempati satu orbital (mempunyai bilangan kuantum utama, azimut, magnetik yang sama), harus mempunyai spin yang berbeda. Jadi, setiap orbital hanya dapat berisi 2 elektron dengan spin (arah putaran) yang berlawanan.

DIAGRAM PENGISIAN ELEKTRON



Gambar 2.7 : Diagram Pengisian Elektron dan Spin (Arah Putaran) Elektron pada Setiap Orbital

Dengan adanya larangan Pauli, maka elektron yang dapat menempati suatu subkulit terbatas hanya dua kali dari jumlah orbitalnya. Dengan demikian, jumlah maksimum elektron adalah sebagai berikut:

- Subkulit s (1 orbital) maksimum 2 elektron digambarkan

--
- Subkulit p (3 orbital) maksimum 6 elektron digambarkan

--	--	--
- Subkulit d (5 orbital) maksimum 10 elektron digambarkan

--	--	--	--	--
- Subkulit f (7 orbital) maksimum 14 elektron digambarkan

--	--	--	--	--	--	--

2) Aturan Hund

Friedrich Hund (1927), seorang ahli fisika dari Jerman mengemukakan aturan pengisian elektron pada orbital yaitu :

“orbital-orbital dengan energi yang sama, masing-masing diisi lebih dulu oleh satu elektron arah (spin) yang sama atau setelah semua orbital masing-masing terisi satu elektron kemudian elektron akan memasuki orbital-orbital secara urut dengan arah (spin) berlawanan”

Contoh :

p^2 dituliskan

1	1	
---	---	--

 bukan

1↓		
----	--	--

p^4 dituliskan

1	1	1
---	---	---

 bukan

1↓	1↓	
----	----	--

d^5 dituliskan

1	1	1	1	1
---	---	---	---	---

bukan

1↓	1↓	1		
----	----	---	--	--

d^6 dituliskan

1↓	1	1	1	1
----	---	---	---	---

bukan

1↓	1↓	1↓		
----	----	----	--	--

Konfigurasi elektron suatu unsur harus menggambarkan sifat suatu unsur. Hasil eksperimen menunjukkan bahwa sifat unsur lebih stabil apabila orbital dalam suatu atom unsur terisi elektron tepat setengah penuh atau tepat penuh, terutama orbital-

orbital d dan f (5 elektron atau 10 elektron untuk orbital-orbital d dan 7 elektron atau 14 elektron untuk orbital-orbital f).

Konfigurasi elektron: $_{24}\text{Cr}$

- $_{24}\text{Cr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ atau disingkat $_{24}\text{Cr}$: $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$
- **bukan**: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

Konfigurasi elektron: $_{29}\text{Cu}$

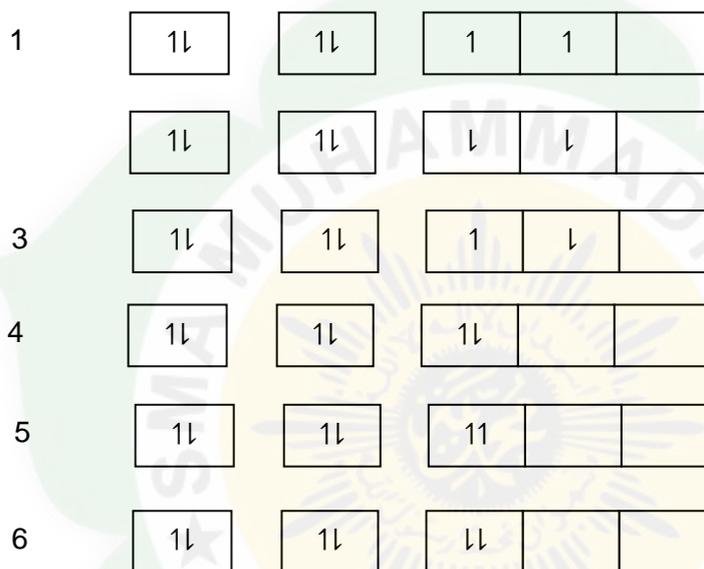
- $_{29}\text{Cu}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ atau disingkat $_{29}\text{Cu}$: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$
- **bukan**: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

Konfigurasi elektron: $_{87}\text{Fr}$

- $_{87}\text{Fr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1$
- atau disingkat $_{87}\text{Fr}$: $[\text{Rn}] 7s^1$

Contoh:

Contoh gambar orbital yang mungkin untuk atom karbon dengan 6 elektron



- Konfigurasi 1 dan 2 tidak melanggar larangan Pauli dan tidak melanggar aturan Hund, disebut dengan konfigurasi elektron keadaan dasar.
- Konfigurasi 3 dan 4 tidak melanggar larangan Pauli, tetapi melanggar aturan Hund, disebut dengan konfigurasi elektron keadaan tereksitasi.
- Konfigurasi 5 dan 6 melanggar larangan Pauli, disebut dengan konfigurasi elektron keadaan terlarang.

Q. PENENTUAN BILANGAN KUANTUM ELEKTRON

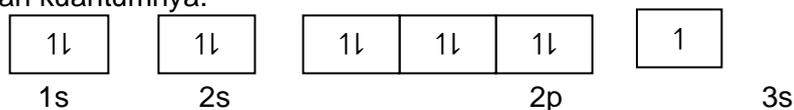
1). Penentuan Bilangan Kuantum

Bilangan kuantum adalah nilai yang menjelaskan kuantitas kekal dalam sistem dinamis. Bilangan kuantum menggambarkan sifat orbital dan elektron dalam orbital. Ada empat bilangan kuantum yang akan kita kenal, yaitu bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum Azimut (l), bilangan kuantum magnetic (m) dan bilangan kuantum spin (s). Penentuan bilangan kuantum ini ada beberapa langkah:

Contoh: Na (Z= 11)

a) Menuliskan konfigurasi elektron atom tersebut : ${}_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

b) Membuat diagram orbital yang ditempati oleh elektron valensi yang akan ditentukan bilangan kuantumnya.



c) Menentukan bilangan kuantum elektron valensi.

(1). Menentukan *bilangan kuantum utama* (n) dari elektron valensi, yaitu $3s^1$. Tingkat energi pada konfigurasi terakhir adalah 3, maka bilangan kuantum utama (n) = 3

(2). Menentukan bilangan kuantum azimuth (l). Pada atom Na, elektron valensinya ada di subkulit s, maka $l = 0$

(3). Menentukan bilangan kuantum magnetik (m). Pada atom Na, jumlah elektron valensi hanya 1, maka harga (m) = 0

(4). Menentukan *bilangan kuantum spin* (s) berdasarkan pada orientasi atau arah panah terakhir pengisian orbital. Maka atom Na memiliki nilai bilangan kuantum spin $+\frac{1}{2}$.

Jadi atom Na ($Z = 11$), elektron valensinya memiliki bilangan kuantum $n = 3$, $l = 0$, $m = 0$, $s = +\frac{1}{2}$

Contoh :

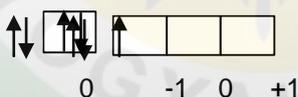
Tentukan keempat bilangan kuantum elektron valensi dari unsur-unsur di bawah ini.

a. ${}_{18}\text{Ar}$

b. ${}_{25}\text{Mn}$

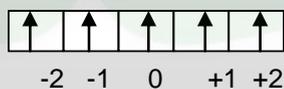
Jawab:

a. ${}_{18}\text{Ar} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



Jadi, $n = 3$, $l = 1$, $m = +1$, $s = +\frac{1}{2}$

b. ${}_{25}\text{Mn} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$



Jadi, $n = 3$, $l = 2$, $m = +2$, $s = +\frac{1}{2}$

1.3. LATIHAN SOAL

1. Diketahui nomor atom unsur Ca = 20 dan Cr = 24. Tentukan konfigurasi elektron berikut:
 - a. Ca
 - b. ion Ca^{2+}
 - c. Cr
2. Gambar diagram orbital yang paling tepat untuk konfigurasi elektron berikut:
 - a. $1s^2 2s^2 2p^3$
 - b. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
3. Nilai keempat bilangan kuantum yang mungkin untuk elektron terluar dari atom ${}_{22}\text{Ti}$ adalah.....

2.2 TES FORMATIF PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN)

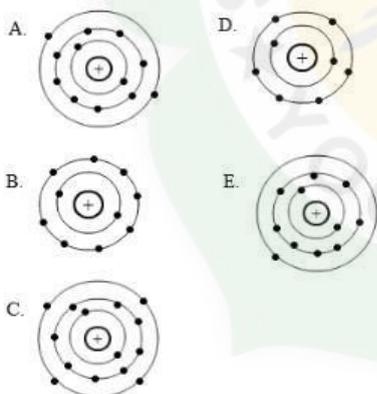
I. PILIHLAH JAWABAN YANG PALING BENAR!

Untuk soal no 1 – 2

Tiga unsur memiliki notasi sebagai berikut :

${}_{23}^{11}\text{P}$, ${}_{24}^{12}\text{Q}$ dan ${}_{35}^{17}\text{R}$

1. Konfigurasi elektron dari unsur P adalah... (nomor atom Ne = 10, Ar = 18)
 - A. $[\text{Ne}] 3s^1$
 - B. $[\text{Ne}] 4s^1$
 - C. $[\text{Ar}] 3s^1$
 - D. $[\text{Ar}] 4s^1$
 - E. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
2. Konfigurasi elektron dari unsur Q jika membentuk ion ditunjukkan pada gambar...



3. Harga keempat bilangan kuantum elektron terakhir dari atom ${}_{16}\text{S}$ adalah...
 - A. $n = 2, l = 0, m = 0, s = -1/2$
 - B. $n = 3, l = 1, m = -1, s = -1/2$
 - C. $n = 3, l = 1, m = 0, s = -1/2$
 - D. $n = 3, l = 1, m = 0, s = +1/2$
 - E. $n = 3, l = 1, m = +1, s = +1/2$

4. Nomor atom unsur X sama dengan 27. Jumlah elektron tidak berpasangan dalam ion X^{2+} adalah...
- 1
 - 2
 - 3
 - 5
 - 7
5. Pernyataan yang benar tentang jumlah orbital dalam subkulit adalah
- Jumlah orbital subkulit s = 2
 - Jumlah orbital subkulit d = 5
 - Jumlah orbital subkulit f = 8
 - Jumlah orbital subkulit g = 10
 - Jumlah orbital subkulit h = 14
6. Urutan penempatan elektro dari tingkat energi terendah yang benar adalah
- 1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 4d
 - 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 4d
 - 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s
 - 1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 5s
 - 1s 2s 2p 3s 3p 4s 4d 4p 5s
7. Pernyataan bahwa elektron akan menempati subkulit yang energinya paling rendah kemudian bertahap ke tingkat energi yang lebih tinggi, merupakan prinsip dari kaidah
- Aufbau
 - Heisenberg
 - Max Planck
 - Schrodinger
 - Wolfgang Pauli
8. Diketahui unsur X dengan nomor atom 24, jumlah elektron maksimum pada orbital d adalah
- 3
 - 4
 - 5
 - 6
 - 7
9. Jumlah elektron maksimum yang terdapat dalam kulit N adalah
- 8
 - 16
 - 32
 - 36
 - 42
10. Diketahui nomor atom Fe = 26, konfigurasi elektron ion Fe^{3+} adalah
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

II. URAIAN

1. Jelaskan struktur Atom berdasarkan teori atom Bohr!
2. Jelaskan struktur atom berdasarkan teori mekanika kuantum!
3. Sebut dan jelaskan mengenai ke empat bilangan kuantum!
4. Tuliskan konfigurasi electron Atom dan Ion berikut:
 - a. $_{17}\text{Cl}$
 - b. $_{20}\text{Ca}^{2+}$
 - c. $_{8}\text{O}^{2-}$
5. Gambarkan bentuk orbital dari sub kulit p!
6. Diketahui nomor atom unsur Mg = 12 dan Cu = 29. Tentukan konfigurasi elektron berikut:
 - a. Mg
 - b. Mg^{2+}
 - c. Cu
7. Gambar diagram orbital yang paling tepat untuk konfigurasi elektron berikut:
 - a. $1s^2 2s^2 2p^2$
 - b. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$
8. Nilai keempat bilangan kuantum yang mungkin untuk elektron terluar dari atom $_{23}\text{V}$ adalah.....

f. Lembar Kerja

Buatlah rangkuman materi terkait struktur atom berdasarkan teori atom Bohr dan teori mekanika kuantum dalam bentuk peta konsep.



Apabila ananda sudah menjawab 75 jawaban benar, ananda dapat melanjutkan ke materi selanjutnya. Jika masih kurang, sebaiknya mohon dipelajari kembali

SISTEM PERIODIK UNSUR

3. KEGIATAN BELAJAR I

3.1 KD DAN IPK

Kompetensi Dasar (KD)	Indikator Pencapaian Kompetensi (IPK)
3.4 Menganalisis hubungan konfigurasi elektron dan diagram orbital untuk menentukan letak unsur dalam tabel periodik dan sifat-sifat periodik unsur.	3.6.3 Menjelaskan perkembangan sistem periodik unsur dikaitkan dengan letak unsur dalam Tabel Periodik Unsur berdasarkan konfigurasi elektron. 3.6.4 Menjelaskan hubungan konfigurasi elektron dan diagram orbital untuk menentukan letak unsur dalam tabel periodik unsur (golongan dan periode) 3.6.5 Menganalisis hubungan antara nomor atom dengan sifat keperiodikan unsur (jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elektron, dan keelektronegatifan)
4.5 Menyajikan hasil analisis hubungan konfigurasi elektron dan diagram orbital untuk menentukan letak unsur dalam tabel periodik dan sifat-sifat periodik unsur.	4.4.1. Menyajikan hasil diskusi hubungan konfigurasi elektron dan diagram orbital untuk menentukan letak unsur dalam tabel periodik dan sifatkeperiodikan unsur (jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elekton, dan keelektronegtifan)

3.2 MATERI

1. PERKEMBANGAN SISTEM PERIODIK

a) Pengelompokan unsur berdasarkan Lavoisier

Antoine Lavoisier hidup pada abad ke-17. Selain mempelajari ilmu Kimia, "bapak kimia modern" ini juga mempelajari ilmu lain seperti Botani, Astronomi, dan Matematika. Lavoisier telah menghasilkan banyak teori kimia di antaranya teori mengenai pengelompokan unsur- unsur kimia. Menurut Lavoisier, unsur kimia adalah zat yang tidak dapat diuraikan lagi menjadi zat yang lebih sederhana. Unsur kimia yang sudah ditemukan pada saat itu berjumlah 33 unsur. Pengelompokan unsur-unsur kimia oleh Lavoisier dipublikasikan dalam bukunya yang berjudul *Traité Élémentaire de Chimie* pada 1789. Buku tersebut merupakan buku teks kimia modern yang pertama. Lavoisier mengelompokkan ke-33 unsur kimia tersebut ke dalam 4 kelompok

berdasarkan sifat kimianya, yaitu kelompok gas, kelompok nonlogam, kelompok logam, dan kelompok tanah.

Kelompok	Unsur
Gas	Cahaya, kalor, oksigen, azote (nitrogen), hidrogen
Nonlogam	Sulfur, fosfor, karbon, radikal muriatik (asam klorida), radikal florin (asam florida), radikal boracid (asam borak)
Logam	Antimon, perak, arsenik, bismuth, kobalt, tembaga, timah, besi, mangan, raksa, molibdenum, nikel, emas, platina, timbal, tungsten, seng
Tanah	Kapur, <i>magnesia</i> (magnesium oksida), <i>barit</i> (barium oksida), <i>alumina</i> (aluminium oksida), silika (silikon oksida)

Kelebihan pengelompokan unsur berdasarkan Lavoisier yaitu Antoine Lavoisier adalah orang pertama yang mengelompokkan unsur-unsur kimia berdasarkan sifat-sifatnya. Patut kita hormati, karena Tabel Periodik yang dibuatnya dapat menjadi dasar penemuan Tabel Periodik selanjutnya. Kelemahan pengelompokan unsur berdasarkan Lavoisier yaitu terlalu sederhana setelah munculnya beberapa unsur-unsur baru, karena antara unsur-unsur logam sendiri masih terdapat banyak perbedaan.

b) Pengelompokan unsur menurut Triade Dobereiner

Johann Wolfgang Dobereiner (1780-1849) mencoba untuk mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan *kenaikan masa atom*. Johann Wolfgang Dobereiner mengelompokkan unsur-unsur yang sangat mirip sifatnya. Ternyata tiap kelompok terdiri dari tiga unsur, sehingga kelompok itu disebut triad. Apabila unsur-unsur dalam satu triad disusun menurut kenaikan massa atom relatifnya, ternyata massa atom maupun sifat-sifat unsur yang kedua merupakan rata-rata dari massa atom relatif unsur pertama dan ketiga.

1.		Unsur	Massa atom	Rerata massa atom unsur pertama dan ketiga
	Unsur pertama	Li	6,94	$\frac{6,94 + 39,10}{2} = 23,02$
	Unsur kedua	Na	22,99	
	Unsur ketiga	K	39,10	
2.		Unsur	Massa atom	Rerata massa atom unsur pertama dan ketiga
	Unsur pertama	Be	9,01	$\frac{9,01 + 40,08}{2} = 24,55$
	Unsur kedua	Mg	24,31	
	Unsur ketiga	Ca	40,08	
3.		Unsur	Massa atom	Rerata massa atom unsur pertama dan ketiga
	Unsur pertama	Al	26,98	$\frac{26,98 + 114,80}{2} = 70,89$
	Unsur kedua	Ga	69,72	
	Unsur ketiga	In	114,80	

Sistem triad ini ternyata ada kelemahannya. Sistem ini kurang efisien karena ternyata ada beberapa unsur lain yang tidak termasuk dalam satu triad, tetapi mempunyai sifat-sifat mirip dengan triad tersebut. Selain itu juga, terbatasnya jumlah unsur-unsur yang dapat dikelompokkan dalam triade serta adanya kesulitan mengenai cara membedakan berat atom dan berat molekul.

c) Pengelompokan unsur menurut Oktav Newlands

Meskipun triade Dobereiner ini masih jauh dari sempurna, namun temuan ini mendorong orang untuk menyusun daftar unsur-unsur lebih lanjut sesuai dengan sifat-sifatnya. John Newlands (1865) menemukan hubungan lain antara sifat unsur dengan massa atom relatif, sesuai dengan hukum yang disebutnya "hukum oktaf". Ia menyusun unsur-unsur ke dalam kelompok tujuh unsur dan setiap unsur kedelapan mempunyai sifat yang mirip dengan unsur pertama, unsur kesembilan mirip dengan unsur kedua, dan seterusnya.. Newlands menyebut pengulangan sifat-sifat unsur secara periodik tersebut dengan *hukum oktaf*. Simpulan dari Daftar Newlands adalah: Sifat-sifat unsur merupakan pengulangan secara oktaf

Kelebihan pengelompokan unsur berdasarkan Oktav Newlands yaitu lebih banyak unsur-unsur yang dapat digolongkan. **Kelemahannya** adalah pada unsur-unsur yang massanya cukup besar (>40), pengulangan sifat unsur tidak terjadi lagi. Selain itu tidak memperhitungkan letak unsur-unsur yang belum ditemukan dan terdapat banyak pasangan unsur yang terpaksa ditempatkan pada satu posisi daftar

Tabel 3.3 Tabel Periodik menurut Newlands

Do 1	Re 2	Mi 3	Fa 4	Sol 5	La 6	Si 7
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co, Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se
Br	Rb	Sr	Ce, La	Zr	Di, Mo	Ro, Ru
Pd	Ag	Cd	U	Sn	Sb	I
Te	Cs	Ba, V	Ta	W	Nb	Au
Pt, Ir	Os	Hg	Tl	Pb	Bi	Th

d) Pengelompokan unsur menurut Meyer-Mendeleyev

Dengan adanya kelemahan pengelompokan unsur menurut Newlands, maka mendorong Julius Lothar Meyer (1870 dari Jerman) menemukan hubungan yang lebih jelas antara sifat unsur dan massa atom relatif. Ia menemukan keperiodikan sifat unsur-unsur, jika unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atom relatif. Dalam mempelajari keperiodikan unsur-unsur ia lebih menekankan 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. Grafik menunjukkan Struktur Atom dan Sistem Periodik bahwa unsur-unsur yang sifatnya mirip terletak pada bagian grafik yang mirip bentuknya. Misalnya Na, K, Rb terdapat di puncak grafik, ini menunjukkan bahwa ada hubungan antara sifat unsur dengan massa atom relatifnya. Mendeleyev mengungkapkan suatu hukum periodik yang berbunyi: *“Sifat unsur-unsur merupakan fungsi periodik dari massa atom relatifnya”*

	Grup I	Grup II	Grup III	Grup IV	Grup V	Grup VI	Grup VII	Grup 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	-	- -

Kelebihan pengelompokan unsur menurut Meyer dan Mendeleev tersebut dibandingkan dengan Newlands adalah sifat kimia dan sifat fisika unsur dalam satu golongan berubah secara teratur. Dapat meramal sifat unsur yang belum ditemukan, yang akan mengisi tempat kosong dalam daftar. Sedangkan kelemahannya adalah panjang periode tidak sama, Triade besi (Fe, Co, dan Ni), triade platina ringan (Ru, Rh, dan Pd), dan triade platina (Os, Ir, dan Pt) dimasukkan ke dalam golongan VIII selain itu selisih massa atom relatifnya antara dua unsur yang berurutan tidak teratur (antara -1 dan $+4$), sehingga sukar untuk meramal unsur-unsur yang belum ditemukan.

e) Pengelompokan unsur menurut Moseley (Sistem Periodik Modern)

Henry Moseley melakukan percobaan menggunakan berbagai logam sebagai antikatoda pada tabung sinar X. Moseley menyimpulkan bahwa ada perubahan yang teratur dari energi sinar X sesuai dengan perubahan nomor atom dan bukan massa atom relatif. Dengan demikian hukum periodik menjadi: *“Sifat unsur-unsur merupakan fungsi periodik dari nomor atom”*.

The image shows a standard periodic table with the following details:

- Legend:**
 - Blue box: Logam (Metal)
 - White box: Metaloid (Metalloid)
 - Light blue box: Bukan Logam (Non-metal)
- Note:** Angka dalam tanda kurung merupakan nomor massa isotop paling stabil (Numbers in parentheses represent the most stable isotope mass number).
- Structure:** The table is organized into groups (IA to VIIA) and periods (1 to 7). It includes the Lanthanide and Actinide series at the bottom.
- Key Elements:** H (1), He (2), Li (3), Be (4), B (5), C (6), N (7), O (8), F (9), Ne (10), Na (11), Mg (12), Al (13), Si (14), P (15), S (16), Cl (17), Ar (18), K (19), Ca (20), Sc (21), Ti (22), V (23), Cr (24), Mn (25), Fe (26), Co (27), Ni (28), Cu (29), Zn (30), Ga (31), Ge (32), As (33), Se (34), Br (35), Kr (36), Rb (37), Sr (38), Y (39), Zr (40), Nb (41), Mo (42), Tc (43), Ru (44), Rh (45), Pd (46), Ag (47), Cd (48), In (49), Sn (50), Sb (51), Te (52), I (53), Xe (54), Ba (56), La (57), Ce (58), Pr (59), Nd (60), Pm (61), Sm (62), Eu (63), Gd (64), Tb (65), Dy (66), Ho (67), Er (68), Tm (69), Yb (70), Lu (71), Hf (72), Ta (73), W (74), Re (75), Os (76), Ir (77), Pt (78), Au (79), Hg (80), Tl (81), Pb (82), Bi (83), Po (84), At (85), Rn (86), Fr (87), Ra (88), Ac (89), Th (90), Pa (91), U (92), Np (93), Pu (94), Am (95), Cm (96), Bk (97), Cf (98), Es (99), Fm (100), Md (101), No (102).

Hingga pertengahan abad ke-20, tabel periodik Moseley diakui sebagai tabel periodik modern. Pada 1940, Glenn Seaborg berhasil menemukan unsur transuranium, yaitu unsur dengan nomor atom 94–102. Penemuan tersebut menimbulkan masalah mengenai penempatan unsur-unsur transuranium dalam tabel periodik. Masalah itu akhirnya terpecahkan dengan cara membuat baris baru sehingga tabel periodik modern berubah menjadi seperti gambar berikut.

1 1A 1 H 1.00794	2 2A 3 Li 6.941	4 4A 4 Be 9.01218	5 5A 11 Na 22.9898	6 6A 12 Mg 24.3050	7 7A 13 Al 26.9815	8 8A 14 Si 28.0855	9 9A 15 P 30.9738	10 10A 16 S 32.066	11 11A 17 Cl 35.4527	12 12A 18 Ar 39.948	13 3A 5 B 10.811	14 4A 6 C 12.011	15 5A 7 N 14.0067	16 6A 8 O 15.9994	17 7A 9 F 18.9984	18 8A 10 Ne 20.1797	
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9381	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.29
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 *La 138.906	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226.025	89 *Ac 227.028	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 (269)	111 (272)	112 (272)	113 (287)	114 (287)	116 (289)	118 (289)	119 (293)	120 (293)
*Lanthanide series			58 Ce 140.115	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967	
†Actinide series			90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	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 (260)	

Gambar 3.2 Tabel periode modern

Pada 8 Juni 2016 lalu, IUPAC mengumumkan nama-nama bagi empat unsur kimia terbaru. Salah satunya adalah nihonium untuk unsur bernomor atom 113 yang ditemukan sekelompok peneliti di institut Riken, Jepang. Penemuan ini adalah pencapaian bagi negeri matahari terbit ini: negara pertama penemu unsur di luar negara-negara Eropa dan Amerika Serikat. International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) pada 8 Juni 2016 lalu mengumumkan nihonium sebagai nama salah satu dari empat unsur terbaru dalam Tabel Periodik. Nama yang diberikan untuk unsur radioaktif bernomor atom 113 itu berasal dari kata “nihon” yang berarti “Jepang” dalam bahasa Jepang. Kosuke Morita, pimpinan kelompok ilmuwan yang menemukan nihonium di lembaga penelitian Riken Nishina Center, amat berbangga hati. Sebab, Jepang adalah negara pertama di luar Amerika dan Eropa yang ilmuwannya menemukan unsur kimia.

Proyek yang penelitiannya dimulai pada September 2003 ini ditemukan pada 2004. Meski harus bersaing dengan tim gabungan AS dan Rusia yang sama-sama mengklaim penemuan itu, IUPAC akhirnya menentukan tim Jepang-lah yang pertama menemukannya. Pengakuan itu baru datang pada Desember 2015 lalu Selain nihonium, IUPAC juga mengumumkan nama-nama bagi tiga unsur lain yang juga baru, yakni moscovium (Mc) untuk unsur 115, tennessine (Ts) untuk unsur 117, dan oganesson (Og) untuk unsur 118. Jika nama nihonium berangkat dari nama negara, moscovium mengambil nama ibukota Rusia, Moskow, sebab ditemukan oleh tim dari negara itu.

IUPAC Periodic Table of the Elements

1 H hydrogen (1.007 94)																	18 He helium (4.002 603)
3 Li lithium (6.941 16)	4 Be beryllium (9.012 2)											5 B boron (10.811)	6 C carbon (12.011)	7 N nitrogen (14.007)	8 O oxygen (15.999)	9 F fluorine (18.998)	10 Ne neon (20.180)
11 Na sodium (22.990)	12 Mg magnesium (24.305)											13 Al aluminum (26.982)	14 Si silicon (28.086)	15 P phosphorus (30.974)	16 S sulfur (32.06)	17 Cl chlorine (35.45)	18 Ar argon (39.948)
19 K potassium (39.098)	20 Ca calcium (40.078)	21 Sc scandium (44.956)	22 Ti titanium (47.88)	23 V vanadium (50.942)	24 Cr chromium (52.004)	25 Mn manganese (54.938)	26 Fe iron (55.845)	27 Co cobalt (58.933)	28 Ni nickel (58.693)	29 Cu copper (63.546)	30 Zn zinc (65.38)	31 Ga gallium (69.723)	32 Ge germanium (72.63)	33 As arsenic (74.922)	34 Se selenium (78.96)	35 Br bromine (79.904)	36 Kr krypton (83.80)
37 Rb rubidium (85.468)	38 Sr strontium (87.62)	39 Y yttrium (88.906)	40 Zr zirconium (91.224)	41 Nb niobium (92.906)	42 Mo molybdenum (95.94)	43 Tc technetium (98)	44 Ru ruthenium (101.07)	45 Rh rhodium (102.905)	46 Pd palladium (106.365)	47 Ag silver (107.868)	48 Cd cadmium (112.411)	49 In indium (114.818)	50 Sn tin (118.710)	51 Sb antimony (121.757)	52 Te tellurium (127.6)	53 I iodine (126.905)	54 Xe xenon (131.29)
55 Cs caesium (132.905)	56 Ba barium (137.327)	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium (178.49)	73 Ta tantalum (180.948)	74 W tungsten (183.84)	75 Re rhenium (186.207)	76 Os osmium (190.23)	77 Ir iridium (192.22)	78 Pt platinum (195.084)	79 Au gold (196.967)	80 Hg mercury (200.59)	81 Tl thallium (204.38)	82 Pb lead (207.2)	83 Bi bismuth (208.98)	84 Po polonium (209)	85 At astatine (210)	86 Rn radon (222)
87 Fr francium (223)	88 Ra radium (226)	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium (261)	105 Db dubnium (262)	106 Sg seaborgium (263)	107 Bh bohrium (264)	108 Hs hassium (265)	109 Mt meitnerium (266)	110 Ds darmstadtium (267)	111 Rg roentgenium (268)	112 Cn copernicium (269)	113 Nh nihonium (270)	114 Fl flerovium (271)	115 Mc moscovium (272)	116 Lv livermorium (273)	117 Ts tennessine (274)	118 Og oganeson (276)
89 La lanthanum (138.905)	90 Ce cerium (140.12)	91 Pr praseodymium (140.908)	92 Nd neodymium (144.24)	93 Pm promethium (145)	94 Sm samarium (150.36)	95 Eu europium (151.964)	96 Gd gadolinium (157.25)	97 Tb terbium (158.925)	98 Dy dysprosium (162.5)	99 Ho holmium (164.930)	100 Er erbium (167.255)	101 Tm thulium (168.934)	102 Yb ytterbium (173.054)	103 Lu lutetium (174.967)			
89 Ac actinium (227)	90 Th thorium (232.038)	91 Pa protactinium (231)	92 U uranium (238.029)	93 Np neptunium (237)	94 Pu plutonium (244)	95 Am americium (243)	96 Cm curium (247)	97 Bk berkelium (247)	98 Cf californium (251)	99 Es einsteinium (252)	100 Fm fermium (257)	101 Md mendelevium (258)	102 No nobelium (259)	103 Lr lawrencium (262)			

Gambar 3.3 Tabel periodik yang digunakan saat ini

Adapun tennessine diambil dari negara bagian Tennessee, Amerika Serikat. Sedangkan oganesson, diinspirasi nama seorang peneliti sepuh berumur 83 tahun dari Joint Institute for Nuclear Research (JINR) Rusia yang telah membantu menemukan berbagai unsur superberat: Yuri Oganessian.

2. Hubungan antara konfigurasi elektron dengan letak unsur dalam sistem

Suatu unsur dalam sistem periodik di susun berdasarkan konfigurasi elektronnya, karena tiap unsur memiliki konfigurasi elektron yang berbeda. Dari konfigurasi elektron, jumlah kulit dan elektron valensi suatu unsur bisa diketahui. Adapun unsur-unsur yang memiliki kesamaan dalam jumlah elektron valensi disusun dalam satu lajur vertikal yang disebut golongan. Unsur-unsur yang berada dalam satu golongan tersebut memiliki kemiripan sifat kimia dan fisika.

Tabel periodik modern terdiri dari 8 golongan utama (golongan A) dan 8 golongan transisi (golongan B). Golongan-golongan tersebut dinamai sesuai dengan nomor kelompoknya, seperti golongan IA, IIB, IB dan seterusnya. Bahkan golongan utama memiliki nama khusus, misalknya golongan IA dinamai golongan alkali dan golongan VIIIA dinamai golongan gas mulia.

Dalam sistem periodik unsur terdapat 7 lajur horizontal yang disebut periode. Dinamakan periode karena sifat-sifat yang dimiliki unsur-unsur dalam satu periode berulang secara periodik. Unsur-unsur yang memiliki jumlah kulit yang sama disusun dalam satu periode. Berikut kita pelajari Tabel Sistem Periodik sederhana, yaitu mulai nomor atom 1 (hidrogen) sampai nomor atom 20 (kalsium) seperti ditunjukkan gambar 3. Kedua puluh unsur ini termasuk unsur-unsur utama dan nomor golongannya dibubuhi huruf A sedangkan pada unsur-unsur transisi dan nomor golongannya dibubuhi huruf B.

The diagram illustrates the connection between a simplified periodic table and the full IUPAC periodic table. The top part shows a simplified table with elements H through Ca, each with its atomic number and a diagram of its electron shells. The bottom part shows the full IUPAC periodic table, with red dashed arrows pointing from the simplified table to the corresponding elements in the full table. The full table is color-coded by groups and periods.

Unsur-unsur yang terletak pada lajur tegak disebut **golongan**. Golongan-golongan diberi nomor I, II, III, dan seterusnya. Misalnya Golongan II terdiri dari unsur-unsur berilium, magnesium, dan kalsium. Unsur-unsur dalam deret mendatar disebut **periode**. Misalnya, delapan unsur-unsur mulai natrium sampai argon terletak dalam periode.

Perhatikan pula struktur elektron tersebut mempunyai pola yang sama. Dari litium sampai neon, banyaknya elektron pada kulit terluar bertambah dari periode 1 sampai 8. Kemudian terulang lagi pada periode berikutnya dari natrium pada periode 1 sampai argon pada periode 8. Dalam setiap golongan, banyaknya elektron pada kulit terluar setiap unsur selalu sama sesuai nomor golongannya. Misalnya, fluor dan klor keduanya merupakan unsur-unsur yang terletak pada golongan VII, maka kedua unsur tersebut memiliki 7 elektron pada kulit terluarnya. Struktur elektron sangat penting untuk memahami sifat-sifat unsur pada Tabel Sistem Periodik.

3. Menentukan Letak Unsur dalam sistem Periodik Unsur Berdasarkan Konfigurasi Elektron Mekanika Kuantum

Elektron valensi adalah elektron pada kulit terluar atau elektron yang dapat digunakan untuk membentuk ikatan. Unsur-unsur pada satu golongan mempunyai jumlah elektron valensi yang sama. Ciri-ciri elektron valensi menurut golongannya dapat dilihat pada tabel berikut.

Tabel 3.5. Konfigurasi elektron dalam sistem periodik

Golongan utama	Elektron valensi	Golongan tambahan	Elektron valensi
IA	ns^1	IIIB	$(n-1)d^1 ns^2$
IIA	ns^2	IVB	$(n-1)d^2 ns^2$
IIIA	$ns^2 np^1$	VB	$(n-1)d^3 ns^2$
IVA	$ns^2 np^2$	VIB	$(n-1)d^4 ns^1$
VA	$ns^2 np^3$	VII B	$(n-1)d^5 ns^2$
VIA	$ns^2 np^4$	VIII	$(n-1)d^{6, 7, 8} ns^2$
VIIA	$ns^2 np^5$	IB	$(n-1)d^{10} ns^1$
VIII (0)	$ns^2 np^6$	II B	$(n-1)d^{10} ns^2$

$n = \text{nomor periode}$ *Sumber: Brady, General Chemistry Principle and Structure*

Dari penjelasan di atas, apabila kalian mengetahui nomor atom atau susunan elektron suatu unsur, kita akan dapat menentukan letak unsur itu dalam sistem periodik. Bilangan kuantum utama untuk orbital s dan p sama dengan nomor periodenya sehingga dapat ditulis sebagian ns dan np , untuk orbital d nomor periodenya adalah kurang satu atau $(n-1)d$ sedangkan untuk orbital f adalah $(n-2)f$. Unsur-unsur golongan utama mempunyai elektron valensi sama dengan nomor golongannya. Misalnya: semua unsur golongan VIIA mempunyai elektron valensi = 7 ($ns^2 + np^5$). Unsur-unsur transisi mempunyai elektron valensi $ns^2, (n-1)d^{1-10}$.

Hal ini berarti bahwa:

- Apabila elektron terakhir suatu unsur mengisi orbital $4s$ atau $4p$, maka unsur itu terletak pada periode 4.
- Apabila elektron terakhir dari suatu unsur mengisi orbital $4d$, berarti unsur itu terletak pada periode 5.
- Apabila elektron terakhir dari suatu unsur mengisi orbital $4f$, berarti unsur itu terletak pada periode 6.

Hubungan jumlah elektron pada orbital terakhir dengan nomor golongan adalah sebagai berikut.

Golongan utama:	s^1	s^2	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA (0)
Golongan transisi:	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6, d^7, d^8	d^9	d^{10}
	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIIIB	IB	II B

Contoh soal:

Tentukan letak unsur-unsur dengan susunan elektron berikut dalam sistem periodik!

- a. Q: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- b. R: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^1$
- c. S: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
- d. T: $[\text{Xe}] 6s^2 4f^6$

Jawab: Letak unsur dalam sistem periodik ditentukan susunan elektron pada subtingkat tertinggi.

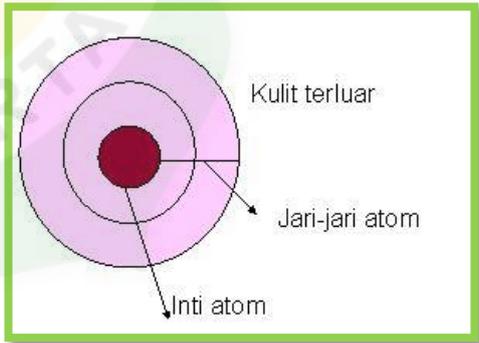
- a. $3p^5$ periode 3, golongan VIIA
- b. $3d^7$ periode 4, golongan VIII
- c. $4d^1$ periode 5, golongan IIIB
- d. $4f^6$ o periode 6, golongan IIIB

4. Sifat-Sifat Keperiodikan

a) Jari-Jari Atom

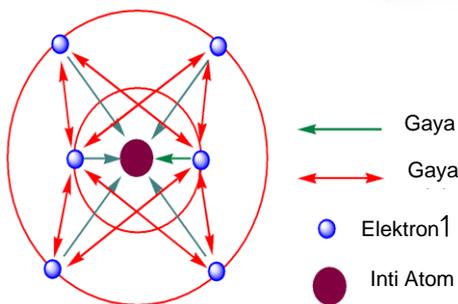
Jari-jari atom adalah jarak antara pusat inti atom ke elektron pada lintasan terluar.

Panjang pendeknya jari-jari atom tergantung pada *jumlah tingkat energi* (kulit elektron) dan *muatan inti atom*. **Makin banyak jumlah tingkat energi elektron maka jari-jari atom semakin panjang**, dan bila jumlah kulit atom sama banyak maka yang berpengaruh terhadap panjangnya jari-jari atom ialah muatan inti. Semakin banyak muatan inti atom, makin besar gaya tarik inti atom terhadap elektronnya sehingga elektron lebih dekat ke inti. Jadi, *semakin banyak muatan inti, maka semakin pendek jari-jari atomnya*.



Sebagaimana atom yang telah digambarkan di awal: Atom

terdiri dari inti atom yang bermuatan positif dan elektron bermuatan negatif, sehingga terdapat **gaya tarik** antara inti yang bermuatan positif dan elektron yang bermuatan negatif dan **gaya tolak** antara elektron yang bermuatan negative dan elektron lain yang juga bermuatan negatif. **Muatan Inti Efektif (Z_{eff})** adalah kekuatan muatan inti atom untuk menarik elektron, khususnya terhadap elektron terluar.



Gambar 3.4 Gaya Tarik dan Gaya Tolak dalam Atom

Tabel 3.6. Data jari-jari atom

Li	1,55	Be	1,12	B	0,98	C	0,77	N	0,75	O	0,74	F	0,72
Na	1,90	Mg	1,60	Al	1,43	Si	1,11	P	1,06	S	1,02	Cl	0,99
K	2,35	Ca	1,98	Ga	1,22	Ge	1,22	As	1,19	Se	1,16	Br	1,14
Rb	2,48	Sr	2,15	In	1,41	Sn	1,41	Sb	1,38	Te	1,35	I	1,33
Cs	2,67	Ba	2,21	Tl	1,75	Pb	1,75	Bi	1,46				

Berdasarkan tabel diatas dapat disimpulkan bahwa :

1. Dalam satu golongan, jari-jari atom bertambah besar dari atas ke bawah
2. Dalam satu periode, jari-jari atom makin kecil dari kiri ke kanan

Dalam satu golongan :

Unsur	Konfigurasi elektron	Jumlah proton	Bilangan kuantum utama (n) terbesar = tingkat energi	Jari-jari atom (Å)
${}^1\text{H}$	$1s^1$	2	1	0,25
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	3	2	1,55
${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	11	3	1,90
${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	19	4	2,35

Dalam satu golongan, konfigurasi unsur-unsurnya mempunyai jumlah proton yang bertambah namun jumlah kulitnya juga bertambah. Pertambahan kulit atom menyebabkan jarak antara inti atom dengan elektron terluar makin jauh meskipun muatan intinya bertambah, sehingga **jari-jari atom dalam satu golongan makin ke bawah cenderung semakin besar**

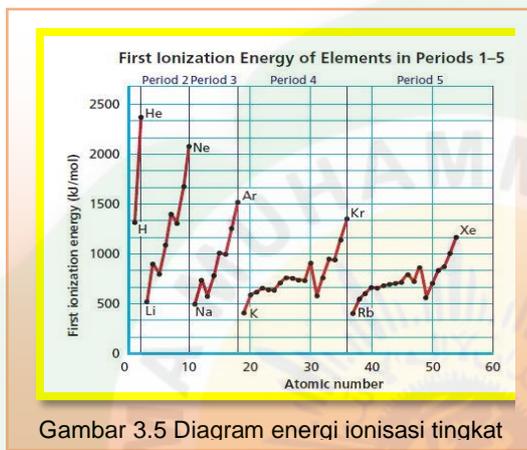
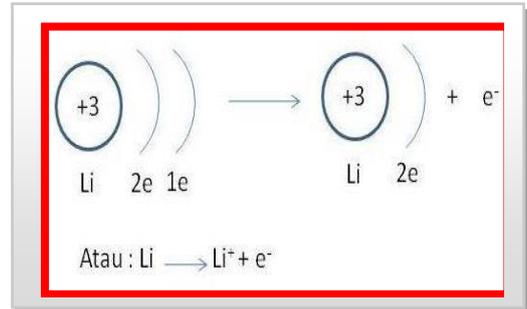
Unsur	Konfigurasi elektron	Jumlah proton	Bilangan kuantum utama (n) terbesar = tingkat energi	Jari-jari atom (Å)
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	3	2	1,55
${}^4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$	4	2	1,12
${}^5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	5	2	0,98
${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	6	2	0,77

Unsur-unsur yang seperiode memiliki jumlah kulit yang sama. Akan tetapi, tidaklah berarti mereka memiliki jari-jari atom yang sama pula. Semakin ke kanan letak unsur jumlah elektron yang dimiliki semakin banyak, demikian pula dengan jumlah muatan inti yang dimiliki makin banyak. Hal ini menyebabkan gaya tarik inti ke elektron terluar makin kuat. Akibatnya, elektron-elektron terluar tertarik lebih dekat ke arah inti. Jadi, bagi **unsur-unsur yang seperiode, jari-jari atom semakin ke kanan cenderung makin kecil**.

b) Energi Ionisasi

Energi ionisasi merupakan energi minimum yang diperlukan atom dalam bentuk gas untuk melepaskan satu electron valensi. Jika elektron valensi lebih dari satu maka potensial energi pertama lebih kecil daripada yang lainnya. Energi ionisasi ini dinyatakan dalam satuan kJ/mol.

Harga energi ionisasi dipengaruhi oleh besarnya nomor atom dan ukuran jari-jari atom. Makin besar jari-jari atom, maka gaya tarik inti terhadap elektron terluar makin lemah. Hal itu berarti elektron terluar akan lebih mudah lepas, sehingga energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron terluar makin kecil.



Tabel 3.7. Data energi ionisasi (Kj/mol)

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA										
1312	900	801	1086	1402	1314	1681	2372										
520	900	578	789	1012	1000	1251	2081										
96	738	578	789	1012	1000	1251	1521										
419	590	631	658	650	653	717	759	758	737	746	906	579	782	947	941	1140	1351
403	550	616	660	664	685	702	711	720	805	731	868	558	709	834	869	1008	1170
376	503	538	547	680	761	770	760	840	880	870	890	1007	589	716	703	812	1037
-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

Tabel 3.8 Kecenderungan energi ionisasi:

Unsur	Konfigurasi elektron	Jari-jari atom (Å)	Energi Ionisasi (kJ)
${}^1\text{H}$	$1s^1$	0,25	1312
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	1,55	520
${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1,90	96
${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	2,35	419

- (1). Dalam satu golongan energi ionisasi dari atas ke bawah cenderung makin kecil, karena jari-jari atom bertambah besar. Meskipun jumlah muatan positif dalam inti bertambah tetapi gaya tarik inti terhadap elektron terluar makin lemah karena jari-jari makin panjang. Akibatnya energi ionisasi makin berkurang.
- (2). Dalam satu periode energi ionisasi unsur dari kiri ke kanan cenderung makin besar. Bertambahnya jumlah muatan positif dalam inti dan jumlah kulit tetap menyebabkan gaya tarik inti makin kuat. Selain itu jari-jarinya dari kiri ke kanan semakin kecil, sehingga pengaruh gaya tarik inti terhadap elektron valensi semakin besar, akibatnya energi ionisasi makin bertambah.

Tabel 3.9 Harga energi ionisasi unsur dalam satu periode

Unsur	Jumlah proton	Konfigurasi elektron	Jari-jari atom (Å)	Energi Ionisasi (kJ mol ⁻¹)
${}^3\text{Li}$	3	$1s^2 2s^1$	1,55	520
${}^5\text{B}$	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	1,12	801
${}^7\text{N}$	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	0,75	1402
${}^9\text{F}$	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	0,72	1681
${}^{10}\text{Ne}$	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	0,69	2081

c) Afinitas Elektron

Afinitas Elektron adalah energi yang dibebaskan atau diserap oleh atom netral dalam bentuk gas apabila menerima sebuah elektron untuk membentuk ion negative.



PERIODE	Golongan					
	IA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	H -72,8					
2	Li -59,6	B -26,7	C -122	N +7	O -141	F -328
3	Na -52,9	Al -42,5	Si -134	P -72,0	S -200	Cl -349
4	K -48,4	Ga -28,9	Ge -119	As -78,2	Se -195	Br -325
5	Rb -46,9	In -28,9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295
6	Cs -45,5	Tl -19,3	Pb -35,1	Bi -91,3	Po -183	At -270

Gambar 3.6 Afinitas lektron

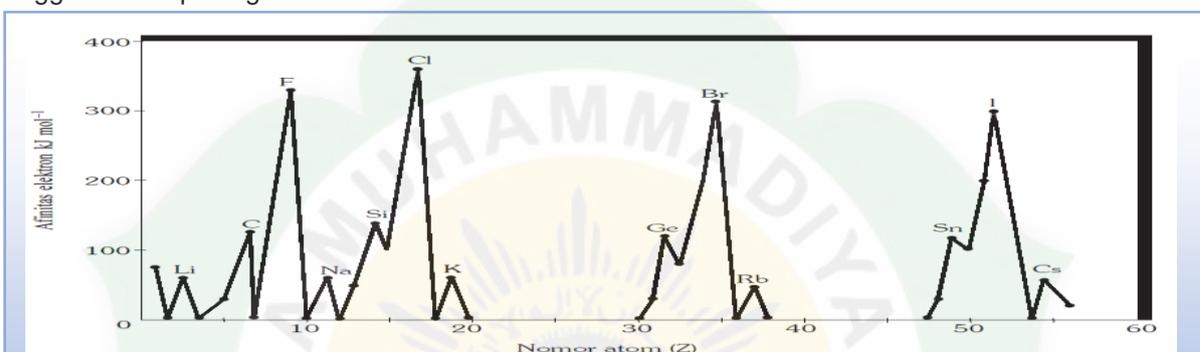
Nilai afinitas elektron umumnya sejalan dengan jari-jari atom, makin kecil jari-jari atom, nilai afinitas elektron makin tinggi, sebaliknya makin besar jari-jari atom, nilai afinitas elektron makin kecil.

Afinitas elektron dapat berharga positif atau negatif, berbeda halnya dengan energi ionisasi. Jika satu elektron ditambahkan pada satu atom yang stabil dan sejumlah energi diserap maka afinitas elektronnya berharga positif. Jika dilepaskan energi, afinitas

elektronnya berharga negatif. Jika harga afinitas elektron makin negatif, berarti afinitas elektron semakin besar. Perhatikan tabel afinitas elektron berikut ini.



Dari gambar 3.6 diperoleh gambaran bahwa unsur-unsur yang terdapat pada golongan VIIA mempunyai afinitas elektron yang paling besar, sebab dibandingkan dengan unsur seperiodenya unsur F, Cl, Br, dan I paling mudah menangkap elektron, karena jari-jarinya paling kecil. Pada Tabel disamping tidak terdapat harga afinitas elektron untuk golongan IIA dan VIIIA. Hal ini disebabkan unsur golongan IIA subkulit terluarnya telah penuh terisi elektron, sedangkan golongan VIIIA kulit terluarnya sudah penuh sehingga tidak dapat lagi menerima elektron.



Gambar 3.7 Hubungan afinitas elektron dengan nomor atom.

Dengan demikian dapat disimpulkan bahwa :

- Dalam satu periode dari kiri ke kanan afinitas elektron cenderung makin besar karena daya tarik inti terhadap electron terluar makin kuat.
- Dalam satu golongan dari atas ke bawah afinitas elektron cenderung makin kecil karena jari-jari atom bertambah menyebabkan daya tarik inti terhadap electron terluar makin kecil.

d) Keelektronegatifan

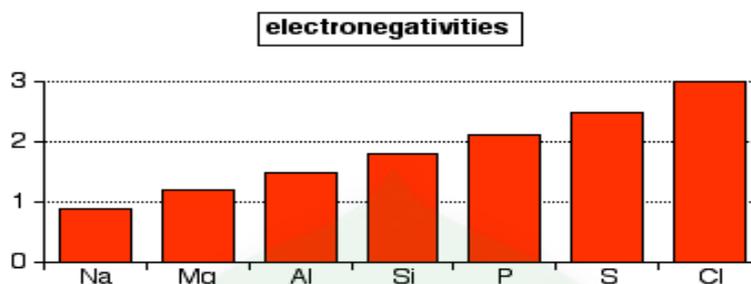
Keelektronegatifan adalah ukuran kemampuan satu atom untuk menarik electron dari atom

Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,0	Te 2,1	I 2,7
Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 2,0	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9					

Sumber: Foundations of Chemistry, 1996

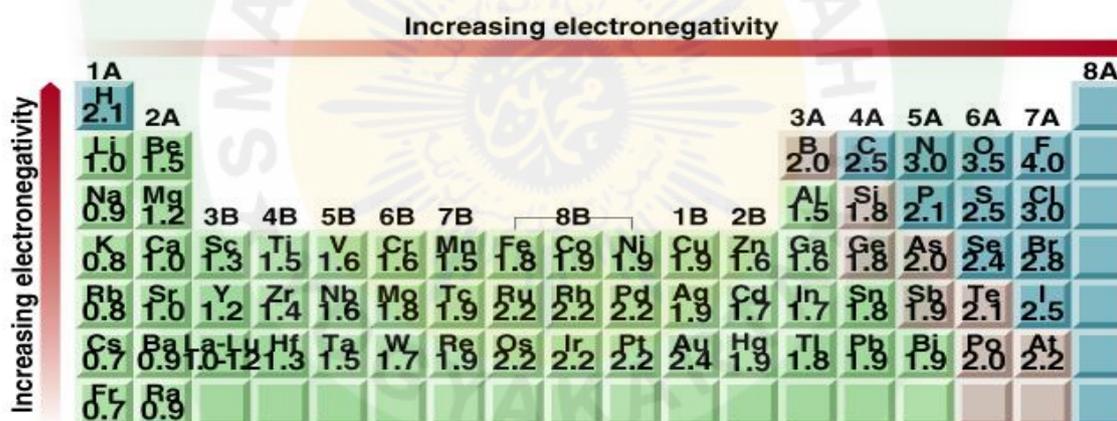
yang lain. Skala keelektonegatifan yang dipakai sampai sekarang adalah yang dikembangkan oleh Pauling sebab lebih lengkap dibandingkan skala keelektonegatifan yang lain. Pauling memberikan skala keelektonegatifan 4 untuk unsur

flour yang memiliki skala keelektronegatifan terbesar, sedangkan unsur-unsur lainnya di bawah nilai 4. Perhatikan tabel skala keelektronegatifan berikut ini. Dari tabel di samping dapat dilihat flour memiliki skala keelektronegatifan terbesar yaitu 4 yang berada di ujung kanan paling atas, artinya flour paling mudah menarik elektron dari atom lain. Adapun unsur Fransium (berada di kiri paling bawah) memiliki skala keelektronegatifan paling rendah yaitu 0,7 merupakan unsur yang sangat sukar menarik elektron atau lebih mudah melepaskan elektronnya. Untuk pemahaman lebih lanjut amatilah grafik dan tabel di bawah ini.



Dengan demikian dapat disimpulkan bahwa :

- Dalam satu periode dari kiri ke kanan harga keelektronegatifan cenderung semakin besar karena jari-jari atom makin kecil.
- Dalam satu golongan dari atas ke bawah harga keelektronegatifan cenderung semakin kecil karena jari-jari atom makin besar.



3.3 LATIHAN SOAL

1. Apakah perbedaan antara tabel periodik Lavoisier, Mendeleev dan Moseley?
2. Ramalkan posisi unsur di bawah ini dalam sistem periodik unsur.
 - a. ${}_{17}\text{Cl} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
 - b. ${}_{27}\text{Co} : [\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
3. Jelaskan bagaimana hubungan antara energi ionisasi dengan jari-jari atom!
4. Diketahui unsur-unsur berikut: ${}_{6}\text{C}$, ${}_{9}\text{F}$, ${}_{19}\text{K}$, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{20}\text{Ca}$, dan ${}_{12}\text{Mg}$
Urutkan unsur-unsur tersebut berdasarkan kenaikan energi ionisasinya!
5. Diketahui nilai keelektronegatifan beberapa unsur A, B, C, dan D dalam satu periode berturut-turut adalah 4,0 ; 1,57 ; 3,04 ; 0,98. Urutkan unsur-unsur tersebut berdasarkan kenaikan jari-jari atomnya!

3.4 TES FORMATIF PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN)

A. Tes Formatif

1. Sejak dulu ahli kimia dan fisika telah mencoba mengelompokkan unsur-unsur menjadi tabel periodik unsur. Perkembangan tabel periodik unsur secara berurutan adalah.....
 - a. Lavoisier, Oktaf Newlands, Triade Dobereiner, Mendeleev, Moseley
 - b. Triade Dobereiner, Lavoisier, Oktav Newlands, Moseley, Mendeleev
 - c. Lavoisier, Triade Dobereiner, Oktav Newlands, Mendeleev, Moseley
 - d. Oktaf Newlands, Triade Dobereiner, Moseley, Lavoisier, Mendeleev
 - e. Mendeleev, Oktaf Newlands, Moseley, Lavoisier, Triade Dobereiner
2. Sistem periodik modern disusun berdasarkan.....
 - a. Kenaikan massa atom relatif
 - b. Kenaikan nomor atom
 - c. Kemiripan sifat
 - d. Kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat
 - e. Kenaikan massa atom dan kemiripan sifat
3. Unsur dengan nomor atom 35 dalam sistem periodik terletak pada.....
 - a. Periode 3, golongan IVA
 - b. Periode 3, golongan VA
 - c. Periode 4, golongan VIA
 - d. Periode 4, golongan VIIA
 - e. Periode 5, golongan VIIA
4. Unsur yang elektron terakhirnya memiliki bilangan kuantum $n = 4$, $l = 2$, $m = 2$, $s = +1/2$ dalam sistem periodik terletak pada....
 - a. Periode 4, golongan IVB
 - b. Periode 3, golongan IVB
 - c. Periode 5, golongan VIB
 - d. Periode 5, golongan IIB
 - e. Periode 5, golongan IVB
5. Kation Ca^{2+} memiliki konfigurasi elektron 2,8,8. Atom unsure tersebut terletak pada....
 - a. Golongan IIA periode 3
 - b. Golongan IIA periode 4
 - c. Golongan IIIA periode 4
 - d. Golongan IVA periode 2
 - e. Golongan VIA periode 3

Essay :

1. Jelaskan dasar pengelompokan unsur berdasarkan:
 - a. Lavoisier
 - b. Dobereiner
 - c. Newlands
 - d. Mendeleev
 - e. Moseley
2. Dengan membandingkan antara kelebihan dan kelemahan pengelompokan unsur menurut Lavoisier, Dobereiner, Newlands, Meyer – Mendeleev, dan Moseley. Manakah dari pengelompokan tersebut yang paling baik yang sampai saat ini belum ditemukan kelemahannya? Berikan penjelasan!
3. Tentukan periode dan golongan masing-masing unsur berikut dalam sistem periodik!
 - a. Ag ($Z = 47$)
 - b. Nd ($Z = 60$)

B. Lembar Kerja Keterampilan

Secara berkelompok buatlah poster sistem periodik unsur setiap golongan disertai dengan kegunaan masing-masing unsur dalam kehidupan sehari-hari.

Pembagian kelompok golongan :

Kelompok 1 → golongan IA

Kelompok 9 → golongan IB

Kelompok 2 → golongan IIA

Kelompok 10 → golongan IIB

Kelompok 3 → golongan IIIA

Kelompok 11 → golongan IIIB

Kelompok 4 → golongan IVA

Kelompok 12 → golongan IVB

Kelompok 5 → golongan VA

Kelompok 13 → golongan VB

Apabila ananda sudah menjawab 75 % jawaban benar, ananda dapat melanjutkan ke materi selanjutnya. Jika masih kurang, sebaiknya mohon dipelajari kembali

IKATAN KIMIA

4. KEGIATAN BELAJAR I

4.1 KD DAN IPK

Kompetensi Dasar (KD)	Indikator Pencapaian Kompetensi (IPK)
3.4 Membandingkan proses pembentukan ikatan ion, ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi dan ikatan logam serta interaksi antar partikel (atom, ion, molekul) materi dan hubungannya dengan sifat fisik materi	<p>3.5.1 Menjelaskan kecenderungan unsur untuk mencapai kestabilan</p> <p>3.5.2 Menerapkan struktur Lewis dalam ikatan kimia</p> <p>3.5.3 Membandingkan proses pembentukan ikatan ion, ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi dan ikatan logam</p> <p>3.5.4 Menjelaskan proses pembentukan ikatan kovalen tunggal, rangkap dua, rangkap tiga sesuai dengan aturan oktet dan duplet.</p> <p>3.5.5 Menjelaskan sifat-sifat senyawa ion, senyawa kovalen dan sifat-sifat logam</p> <p>3.5.6 Menjelaskan proses terbentuknya gaya antar molekul (gaya london, gaya dipol-dipol terinduksi, gaya dipol-dipol, ikatan hidrogen)</p> <p>3.5.7 Menjelaskan hubungan gaya antar molekul dengan sifat fisika senyawa</p>
4.5 Mengolah dan menganalisis perbandingan proses pembentukan ikatan ion, ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi, dan ikatan logam serta interaksi antar partikel (atom, ion, molekul) materi dan hubungannya dengan sifat fisik materi	<p>4.5.1 Melaporkan hasil diskusi tentang proses terbentuknya ikatan ion, ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi dan ikatan logam melalui penugasan secara berkelompok</p> <p>4.5.2 Melaporkan hasil analisis tentang interaksi antar partikel (atom, ion, molekul) materi dan hubungannya dengan sifat fisik materi melalui diskusi kelompok</p>

4.2 MATERI

Diantara unsur-unsur di alam, hanya atom-atom unsur gas mulia yang stabil sedangkan atom yang lain tidak stabil. Kestabilan unsur ditentukan oleh konfigurasi elektronnya. Bagaimana konfigurasi elektron unsur yang stabil? Konfigurasi elektron unsur yang stabil sesuai dengan konfigurasi elektron yang dimiliki oleh unsur gas mulia.

Tabel 4.1. Konfigurasi Elektron Gas Mulia

Periode	Unsur	No. Atom	Konfigurasi
1	He	2	2
2	Ne	10	2 8
3	Ar	18	2 8 8
4	Kr	36	2 8 18 8
5	Xe	54	2 8 18 18 8
6	Rn	86	2 8 18 32 18 8

Kestabilan unsur gas mulia di karenakan unsur gas mulia memiliki konfigurasi penuh yaitu 8 elektron pada kulit terluarnya kecuali pada He yang hanya memiliki 2 elektron valensi. Konfigurasi elektron dengan 8 elektron pada kulit terluarnya disebut kaidah oktet sedangkan Konfigurasi elektron dengan 2 elektron pada kulit terluarnya disebut kaidah duplet. Unsur-unsur yang belum stabil cenderung akan berikatan dengan unsur lain untuk memenuhi kaidah oktet atau duplet tersebut.



Gambar 4.1. Garam Dapur

Tahukah kalian dengan benda seperti di Gambar 1? Kalian pasti sering menjumpainya di dapur. Gambar 1 di atas adalah gambar garam dapur. Garam dapur mempunyai rumus kimia NaCl (natrium klorida). Natrium klorida tersusun dari atom natrium dan klor. Namun, tahukah kalian, termasuk senyawa apakah NaCl itu? bagaimana bisa terbentuk senyawa NaCl? Ikatan apa yang terbentuk dalam senyawa itu? untuk mengetahuinya, simaklah uraian berikut ini.

✓ $_{12}\text{Mg} = 2\ 8\ 2$ untuk mencapai stabil, unsur magnesium kelebihan 2 elektron. Karena energi ionisasinya yang rendah Mg cenderung melepas 2 elektron untuk mencapai konfigurasi elektron gas mulia.

✓ $_{9}\text{F} = 2\ 7$ untuk mencapai stabil, unsur klorin kekurangan 1 elektron. Karena afinitas elektron besar F cenderung menarik 1 elektron untuk mencapai konfigurasi elektron gas mulia.

Dalam mempelajari materi ikatan kimia, kita juga perlu memahami terlebih dahulu tentang lambang lewis. Lambang lewis adalah lambang suatu unsur yang dikelilingi oleh titik-titik atau tanda silang yang menyatakan elektron valensi atom dari unsur tersebut.

Tabel 4.2. Struktur Lewis Suatu Unsur

Nama Unsur	Elektron Valensi	Lambang Lewis
$_{3}\text{Li}$	1	$\cdot\text{Li}$
$_{20}\text{Ca}$	2	$\cdot\text{Ca}\cdot$
$_{8}\text{O}$	6	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$
$_{18}\text{Ar}$	8	$:\ddot{\text{Ar}}:$

Kestabilan atom suatu unsur dapat dicapai dengan berikatan satu sama lain. Ikatan yang terbentuk bisa dengan cara:

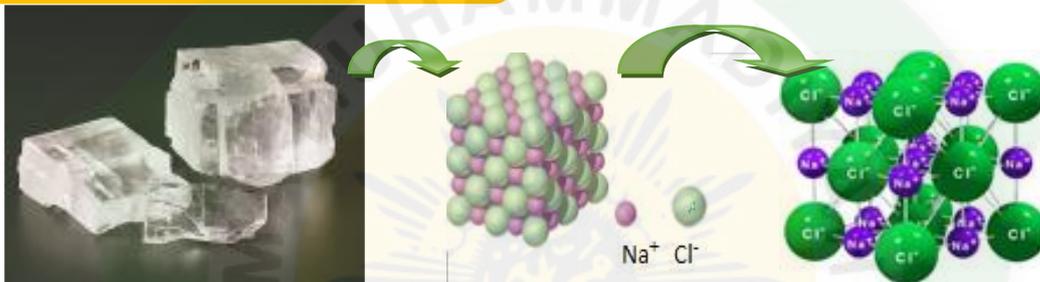
- ✓ Serah terima elektron

- ✓ Unsur yang memiliki energi ionisasi rendah akan melepas elektron membentuk ion positif. Unsur yang memiliki afinitas elektron besar cenderung menangkap elektron membentuk ion negatif. Ion positif dan ion negatif selanjutnya tarik menarik membentuk senyawa ion
- ✓ Pemakaian bersama pasangan electron
- ✓ Terbentuk di antara dua atom yang sama-sama ingin menangkap elektron (sesama atom bukan logam).

1) Ikatan Ion

Ikatan ion adalah ikatan yang terjadi karena adanya gaya tarik menarik elektrostatik antara ion positif dan ion negatif. Ion positif berasal dari unsur-unsur yang memiliki energi ionisasi rendah. Ion bermuatan positif dikenal dengan nama kation. Ion negatif berasal dari unsur-unsur yang memiliki afinitas elektron tinggi. Ion bermuatan negatif dikenal dengan nama anion. Ion positif dan ion negatif saling tarik menarik dan membentuk senyawa yang disebut juga sebagai senyawa ion. Ikatan ion dilihat dari sifat kelogamannya terjadi pada unsur logam dan non logam.

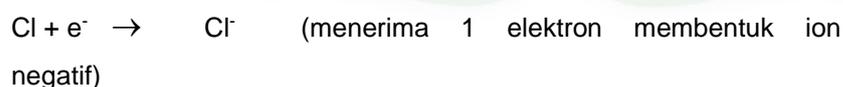
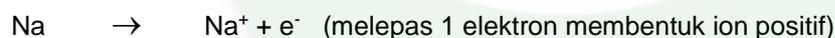
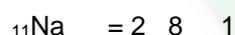
a) Proses Pembentukan Ikatan Ion



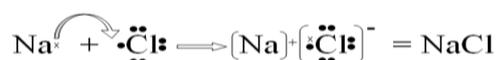
Gambar 4.2. Susunan Kristal Garam Dapur (NaCl)

Kristal garam dapur tersusun dari ion-ion Na^+ dan Cl^- yang saling tarik menarik karena adanya gaya elektrostatik sehingga disebut senyawa ion. Ion-ion penyusun garam tersebut terbentuk dari atom-atomnya. Bagaimana proses pembentukan senyawa ion tersebut? Pembentukan senyawa ion dapat terjadi dengan adanya transfer elektron. Hal ini dapat dilihat pada contoh-contoh berikut:

Proses pembentukan senyawa NaCl



Dengan struktur Lewis

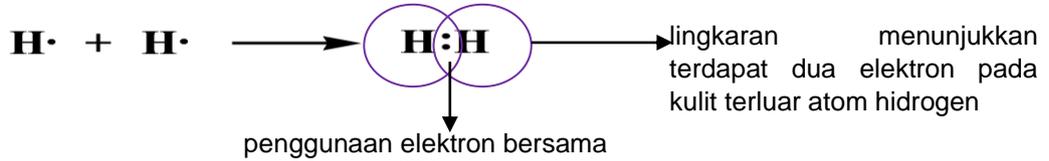


Proses pembentukan senyawa MgCl_2

Untuk menambah pengetahuan tentang proses terbentuknya ikatan ion dapat dipelajari juga melalui video pada link berikut : <https://youtu.be/nBKreaPEizE>

2) Ikatan Kovalen

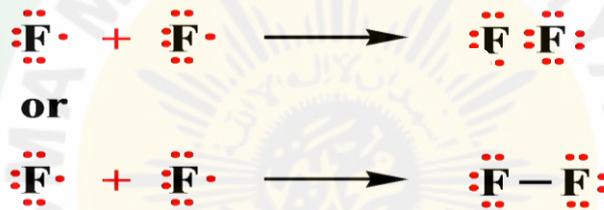
Ikatan kovalen adalah ikatan yang terjadi akibat pemakaian pasangan elektron secara bersama-sama oleh dua atom (James E. Brady, 1990). Hidrogen yang hanya memiliki satu elektron pada kulit terluarnya dapat memenuhi kaidah duplet dengan cara penggunaan bersama satu elektron dari atom lainnya. Contohnya pada senyawa H_2 , Hidrogen menggunakan elektron bersama dengan atom hidrogen lain untuk membentuk ikatan. Dengan demikian hidrogen memenuhi kaidah duplet.



Gambar 1 pembentukan ikatan kovalen antar dua atom hidrogen

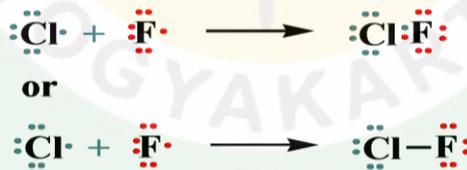
Penggunaan bersama elektron pada pembentukan senyawa HF, menyebabkan atom H memenuhi kaidah duplet dan atom F memenuhi kaidah oktet dengan delapan elektron pada kulit terluarnya.

Selain dengan hidrogen, fluorin dapat memenuhi kaidah oktet dengan menggunakan elektron bersama dengan satu atom fluorin lainnya. Kedua atom F memenuhi oktet dengan delapan elektron pada kulit terluarnya seperti pada gambar berikut.



Gambar 4.3. Pembentukan Ikatan kovalen antar dua atom F

Ikatan kovalen tidak hanya terjadi pada atom-atom sejenis pada golongan halogen seperti F_2, Cl_2, Br_2 , dan I_2 tetapi dapat juga membentuk kombinasi antar atom pada golongan halogen seperti CIF.



Gambar 4.4 pembentukan ikatan kovalen antara atom Cl dan F

Atom-atom nonlogam selain hidrogen dan golongan halogen dapat pula membentuk ikatan kovalen, seperti senyawa CO_2, H_2O .



Gambar 4.5 struktur lewis dari CO_2



gambar 4.6 struktur lewis dari H_2O

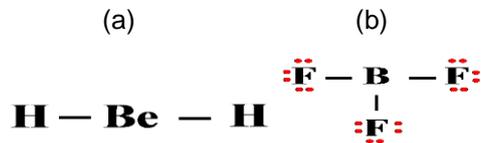


Untuk menambah pengetahuan tentang proses terbentuknya ikatan kovalen tunggal atau rangkap dapat dipelajari juga melalui video pada link berikut :
<https://youtu.be/o9rTFNE>
 SicM atau
<https://youtu.be/mU4HzR>
 3xYB4 atau
<https://youtu.be/TN5PvS8>
 OEAO

Aturan Sederhana Pembentukan Ikatan Kovalen

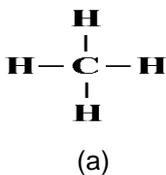
Beberapa aturan-aturan sederhana dalam pembentukan ikatan kovalen, sebagai berikut :

1. Untuk unsur periode dua, bila kulit valensi atom pusat kurang dari empat elektron, pada pembentukan ikatan kovalen aturan oktet tidak harus dipenuhi.



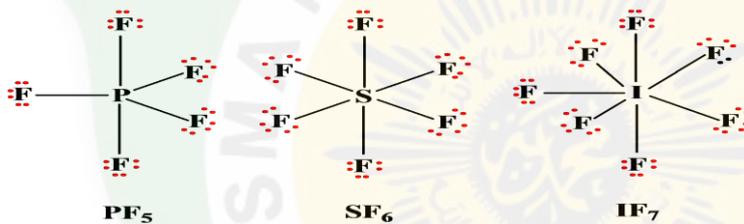
Gambar 4.7. (a) pembentukan ikatan kovalen pada BeH_2 (b) pembentukan ikatan kovalen pada BF_3

2. Untuk unsur periode dua, jumlah maksimal elektron pada kulit valensi adalah delapan elektron



Gambar 4.8. (a) pembentukan ikatan kovalen pada CH_4

3. Bila atom pusat memiliki orbital d yang terisi elektron, maka pada pembentukan ikatan kovalen jumlah elektron pada kulit valensi atom pusat dapat lebih dari delapan elektron



Ikatan Kovalen Tunggal dan Rangkap

Ikatan kovalen dibagi menjadi tiga yaitu ikatan kovalen tunggal, ikatan kovalen rangkap dua, dan ikatan kovalen rangkap tiga.

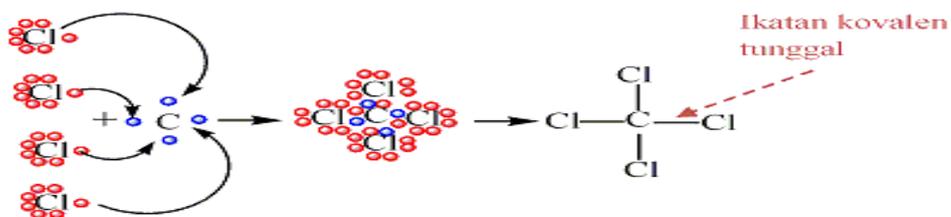
a) Ikatan Kovalen Tunggal

Ikatan kovalen tunggal dapat terjadi dari atom yang sama ataupun atom yang berbeda. Beberapa contoh ikatan kovalen tunggal yaitu H_2 , Cl_2 , HCl , CH_4 dan CCl_4 . Salah satu contoh pembentukan ikatan kovalen tunggal yaitu pembentukan senyawa CCl_4 dapat dijelaskan sebagai berikut.

${}^6\text{C} : 2 \ 4$ (terdapat 4 elektron valensi)

${}^{17}\text{Cl} : 2 \ 8 \ 7$ (terdapat 7 elektron valensi)

Dari jumlah elektron valensi C dan Cl tidak ada yang mudah untuk melepaskan elektron, tetapi keduanya mempunyai kecenderungan untuk menerima elektron. Pada atom C sebanyak 4 buah elektron digunakan bersama dengan atom Cl.



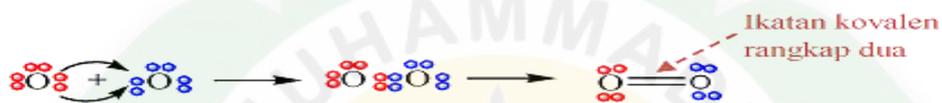
Gambar 4.9. Pembentukan Senyawa CCl_4 .

b) Ikatan Kovalen Rangkap Dua

Ikatan kovalen rangkap dua terbentuk dari dua elektron valensi yang disumbangkan oleh setiap atom, misalnya pembentukan senyawa O_2 .

${}_8\text{O} : 2 \cdot 6$ (terdapat 6 elektron valensi)

Dalam atom O terdapat 2 elektron yang tidak berpasangan. Jika 2 atom O saling berikatan dan setiap atom menyumbangkan kedua elektron tidak berpasangan yang dimilikinya untuk digunakan bersama maka terbentuklah molekul O_2 yang memiliki struktur Lewis sebagai berikut.



Gambar 4.10. Pembentukan Senyawa O_2 .

c) Ikatan Kovalen Rangkap Tiga

Ikatan kovalen rangkap tiga sama seperti ikatan rangkap dua, yang membedakan yaitu ikatan kovalen rangkap tiga terbentuk dari tiga elektron valensi yang disumbangkan oleh setiap atom, misalnya pembentukan senyawa N_2 .

${}_7\text{N} : 2 \cdot 5$ (terdapat 5 elektron valensi)

Atom N memiliki 3 elektron yang tidak berpasangan. Jika 2 atom nitrogen berikatan, setiap elektron yang tidak berpasangan saling berikatan dan membentuk struktur Lewis sebagai berikut.

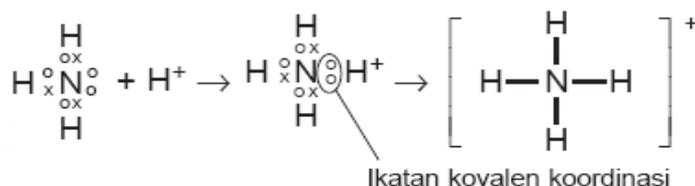


Gambar 4.11. Pembentukan Senyawa N_2 .

d) Ikatan Kovalen Koordinasi

Ikatan kovalen koordinasi adalah ikatan kovalen di mana pasangan elektron yang dipakai bersama hanya disumbangkan oleh satu atom, sedangkan atom yang satu lagi tidak menyumbangkan elektron. Ikatan kovalen koordinasi hanya dapat terjadi jika salah satu atom mempunyai pasangan elektron bebas (PEB).

Contoh:



Gambar 4.12. Ikatan kovalen koordinasi

Atom N pada molekul amonia, NH_3 , mempunyai satu PEB. Oleh karena itu molekul NH_3 dapat mengikat ion H^+ melalui ikatan kovalen koordinasi, sehingga menghasilkan ion amonium, NH_4^+ . Dalam ion NH_4^+ terkandung empat ikatan, yaitu tiga ikatan kovalen dan satu ikatan kovalen koordinasi.

Sifat Senyawa Yang Mengandung Ikatan Kovalen

Ada banyak sekali contoh senyawa kovalen yang ada pada kehidupan sehari-hari, misalnya air. Kebanyakan wujud senyawa kovalen berbentuk gas atau cair, hal ini disebabkan oleh jenis ikatan pada senyawa. Beberapa sifat fisis senyawa kovalen antara lain:

1. Pada suhu ruang berupa gas (H_2 , Cl_2), cairan (H_2O), atau padatan lunak (I_2).

Dalam senyawa kovalen molekul-molekulnya terikat oleh gaya antarmolekul yang lemah, sehingga molekul-molekul tersebut dapat bergerak relatif bebas.

2. Mempunyai titik leleh dan titik didih rendah

Hal ini disebabkan karena gaya tarik-menarik antarmolekulnya lemah meskipun ikatan antar atomnya kuat.

3. Umumnya tidak larut dalam air tapi larut dalam pelarut organik

4. Pada umumnya tidak menghantarkan listrik.

Hal ini disebabkan senyawa kovalen tidak memiliki ion atau elektron yang dapat bergerak bebas untuk membawa muatan listrik. Beberapa senyawa kovalen polar yang larut dalam air, ada yang dapat menghantarkan arus listrik karena dapat terhidrolisis membentuk ion-ion.

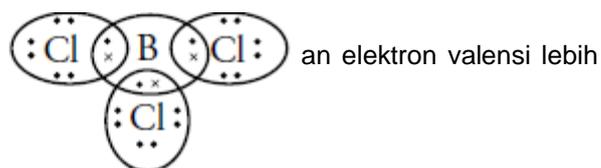
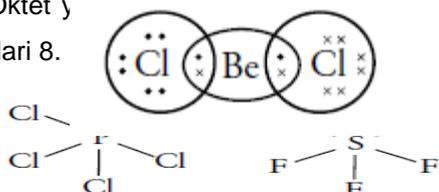
Pengecualian Aturan Oktet

Walaupun semua ikatan kovalen mematuhi aturan oktet, ternyata masih ada beberapa senyawa yang menyimpang dari aturan oktet, misalnya senyawa PCl_5 , BH_3 , NO_2 , BCl_3 , dan SF_6 .

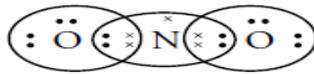
Hal ini disebut penyimpangan atau pengecualian aturan oktet, yaitu:

- a. Oktet yang tidak sempurna. Maksudnya, senyawa yang mempunyai unsure dengan electron valensi kurang dari 8. Misalnya, Bedalam BeCl_2 dan B dandalam BCl_3 .

- b. Oktet y dari 8.

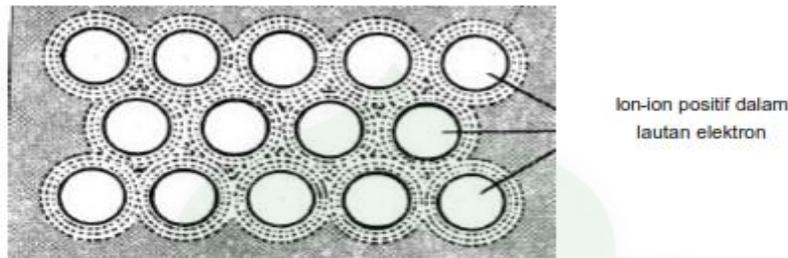


- c. Elektron tidak berpasangan. Maksudnya, senyawa yang mempunyai unsur dengan elektron valensi ganjil (tidak berpasangan). Misalnya NO_2 .



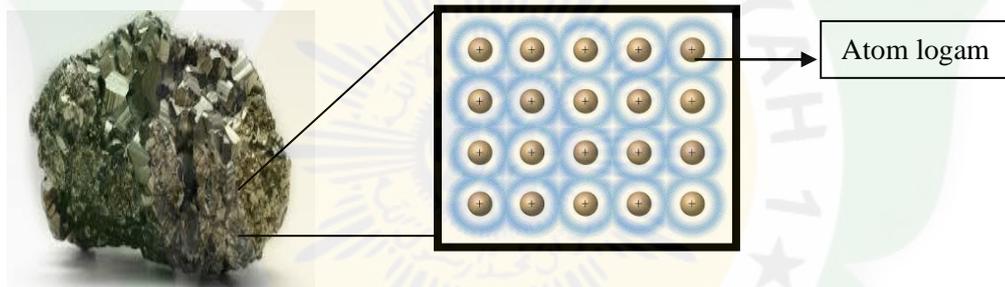
3) Ikatan Logam

Ikatan logam adalah ikatan yang terbentuk karena adanya gaya tarik menarik antara kation-kation dari inti atom dengan awan elektron yang bergerak bebas. Salah satu teori yang dikemukakan untuk menjelaskan ikatan logam adalah teori lautan elektron.



Gambar 4.13. Struktur Logam menurut Teori "Lautan Elektron"

Proses Terbentuknya Ikatan

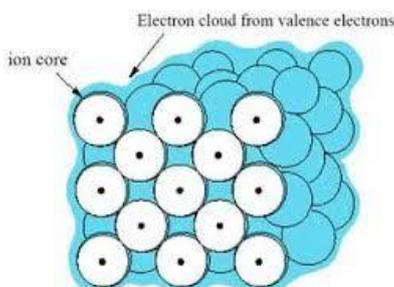


Ikatan logam adalah ikatan yang terjadi antara atom logam. Baik itu atom logam sejenis maupun atom logam yang berbeda. Hampir semua logam padatan sangat sulit dipatahkan. Demikian pula dengan logam yang berbentuk cairan yang sangat sulit diuraikan, jika dipisahkan tetap akan berbentuk butiran. Hal ini terjadi karena antar atom logam saling berikatan sangat kuat.

Perhatikan gambar berikut untuk memahami ikatan logam!

Proses pembentukan ikatan logam dapat dijelaskan melalui teori awan elektron yang dikemukakan oleh Drude dan Lorentz pada awal abad ke-20. Karena unsur logam mempunyai energi ionisasi yang rendah dan elektron valensi yang kecil, maka unsur logam mempunyai kecenderungan menjadi ion positif. Elektron valensi dari atom-atom logam yang berdekatan akan terdelokalisasi membentuk awan elektron di sekitar ion-ion positif. Selanjutnya, awan elektron bergerak dari satu atom ke atom lainnya dan saling berikatan membentuk ikatan logam.

Jadi, ikatan logam adalah ikatan yang terjadi akibat penggunaan elektron-elektron valensi antar atom logam. Logam yang memiliki elektron valensi lebih banyak akan menghasilkan kation dengan muatan positif yang lebih besar dan awan elektron dengan jumlah elektron yang lebih banyak atau lebih rapat. Hal ini



menyebabkan logam memiliki ikatan yang lebih kuat dibandingkan dengan logam yang tersusun dari atom-atom logam dengan jumlah elektron valensi yang lebih sedikit. Rendahnya energi ionisasi yang dimiliki logam dan banyaknya orbital kosong menyebabkan elektronnya mudah bergerak.

Contohnya logam magnesium yang memiliki 2 elektron valensi. Berdasarkan model awan elektron, logam magnesium dapat dianggap terdiri dari ion positif Mg^{2+} yang tersusun secara teratur, berulang dan disekitarnya terdapat awan atau awan elektron yang dibentuk dari elektron valensi magnesium.

Sifat Fisik Logam

Sifat fisik logam dapat dijelaskan melalui teori lautan elektron yang telah dibahas di atas. Logam **mempunyai** beberapa sifat yang unik seperti padat, keras, mengkilap, menghantarkan arus listrik atau panas, dapat ditempa, ditarik, dan dibengkokkan. Sifat – sifat logam tersebut dapat di jelaskan dengan menggunakan teori awan elektron.

a) Kuat dan keras

Gaya tarik antar ion positif dengan elektron-elektron yang bebas bergerak menyebabkan strukturnya menjadi rapat sehingga logam bersifat keras dan kuat.

b) Mengkilap

Elektron yang bebas bergerak pada logam dapat menyerap foto cahaya. Sebagian elektron bergerak akan tereksitasi. Eksitasi adalah proses penyerapan energi radiasi oleh atom tanpa terjadi ionisasi. Ketika elektron tereksitasi maka energinya akan meningkat. Ketika elektron yang tereksitasi tersebut kembali ke keadaan semula akan memancarkan gelombang tertentu (gelombang cahaya tampak) sehingga akan tampak mengkilap.

c) Mudah ditempa atau dibentuk

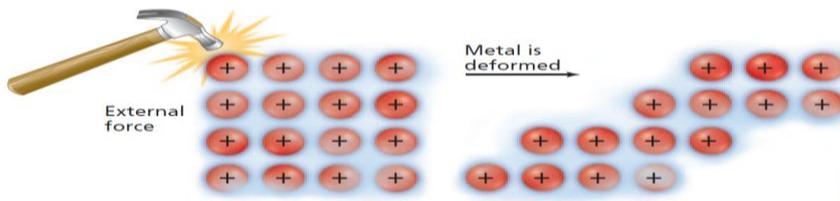
Ikatan logam yang kuat dan struktur logam yang rapat menyebabkan logam bersifat kuat, keras, dan rapat. Akan tetapi, adanya elektron-elektron bebas menyebabkan logam bersifat lentur/tidak mudah patah. Hal ini dikarenakan sewaktu logam dikenakan gaya luar, maka elektron-elektron bebas akan berpindah mengikuti ion-ion positif yang bergeser. Kemudian, berikatan lagi dengan atom yang berada di sampingnya. Oleh karena itu, logam dapat ditempa, dibengkokkan, atau dibentuk sesuai keinginan.



Untuk menambah pengetahuan tentang sifat-sifat ikatan logam dapat dipelajari juga melalui video pada link berikut : <https://youtu.be/8lAxZnnX4TY>

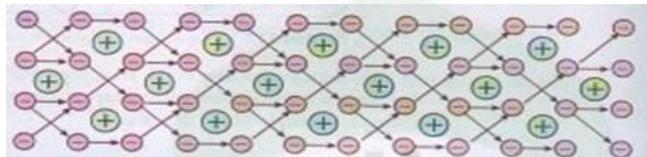
Pernahkah anda melihat seorang pandai besi membuat golok? Coba kalau anda perhatikan cara pembuatannya, besi mula mula dipanaskan kemudian dipukul pukul. Nah, mengapa besi tidak hancur?

Dari penjelasan terbentuknya ikatan logam, kita masih ingat bahwa teori ikatan logam itu terjadi karena adanya delokalisasi elektron (awan elektron) pada tiap-tiap penyusun logam tersebut. Hal itulah yang menyebabkan ketika logam ditempa, logam tersebut tidak akan hancur akan tetapi dia melentur dan berubah bentuk. Perhatikan gambar dibawah ini!



d) Penghantar panas yang baik

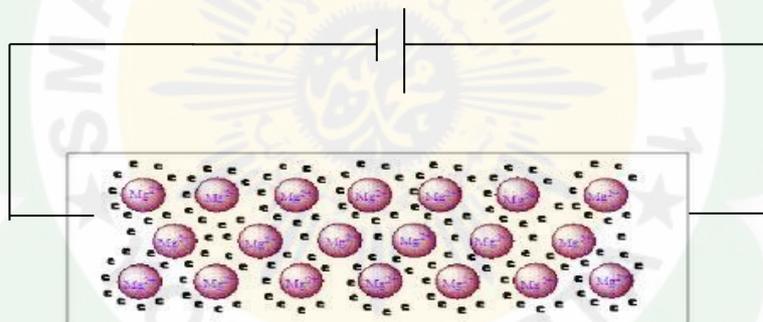
Kemampuan logam sebagai penghantar panas yang baik juga disebabkan oleh adanya elektron valensi yang bergerak bebas. Pada peristiwa konduksi, bila bagian ujung sebuah logam dipanaskan maka energi akan diserap oleh elektron yang menyebabkan bertambahnya energi kinetik elektron dan elektron akan bergerak semakin cepat. Elektron yang bergerak cepat akan menyalurkan energi ke elektron sebelahnya, begitu seterusnya sehingga seluruh bagian logam menjadi panas.



Gambar 4.14. Sifat logam menghantarkan panas

e) Sifat hantaran Listrik

Logam merupakan salah satu materi yang memiliki sifat hantar listrik (konduktor) yang paling baik. Mengapa hal tersebut bisa terjadi? Masih tentang teori awan elektron yang dimiliki oleh logam, hal tersebut dapat menjelaskan sifat konduktor dari logam. Perhatikan gambar berikut ini!



Arus yang mengalir dari sumber listrik akan diteruskan oleh elektron-elektron yang sangat banyak dalam logam tersebut dari ujung yang satu ke ujung lainnya. elektron-elektron bebas tersebut dapat membawa muatan listrik jika diberi suatu beda potensial. Karena awan elektron itulah logam memiliki sifat konduktor yang sangat baik.

f) Titik didih dan titik leleh tinggi

Diperlukan energi dalam jumlah besar untuk memutuskan ikatan logam yang sangat kuat pada atom-atom logam.

Tabel 4.3. Titik lebur dan titik didih beberapa unsur logam

Logam	Titik lebur (°C)	Titik didih (°C)
Li	180	1330
Na	97,8	892
K	63,7	774
Rb	38,9	688
Cs	29,7	690

4.3 LATIHAN SOAL

1. Bagaimanakah kecenderungan suatu atom dalam mencapai kestabilan?
2. Ramalkan rumus senyawa ion dari pasangan unsur $_{11}\text{Na}$ dengan $_{8}\text{O}$ beserta proses pembentukan ikatannya
3. Tuliskan struktur lewis senyawa H_2SO_4 kemudian tunjukkan bagian yang merupakan ikatan kovalen koordinasi
4. Jelaskan kaitan ikatan logam dengan sifat penghantar panas yang dimiliki oleh logam
5. Mengapa senyawa BF_3 mengalami penyimpangan oktet? Jelaskan!

5.1 TES FORMATIF PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN)

A. Tes Formatif

1. Diantara unsur-unsur dibawah ini unsur yang paling stabil adalah ..
a. $_{13}\text{N}$ b. $_{16}\text{M}$ c. $_{12}\text{O}$ d. $_{18}\text{P}$ e. $_{21}\text{Q}$
2. Atom unsur yang akan membentuk ikatan ion dengan atom unsure X yang bernomor atom 35 adalah ...
a. $_{9}\text{F}$ b. $_{12}\text{Mg}$ c. $_{7}\text{N}$ d. $_{13}\text{A}$ e. $_{11}\text{Na}$
3. Kelompok senyawa berikut yang ketiganya berikatan ion adalah

 - a. HCl , NaCl , dan MgCl
 - b. NaCl , MgCl_2 , dan KCl
 - c. HCl , H_2O , dan CH_4
 - d. CH_4 , H_2O , dan HCl
 - e. HBr , KBr , dan CH_4

4. Berikut ini yang bukan merupakan sifat-sifat senyawa ion adalah
a. Kristalnya keras tetapi rapuh
b. Mempunyai titik didih yang tinggi
c. Sukar larut dalam air
d. Dapat menghantarkan listrik
e. Mempunyai titik lebur yang tinggi
5. Diketahui nomor atom $\text{H} = 1$; $\text{N} = 7$; $\text{C} = 6$; $\text{O} = 8$; $\text{B} = 5$; $\text{Cl} = 17$; $\text{F} = 9$; $\text{P} = 15$. Molekul-molekul berikut yang tidak memenuhi kaidah oktet adalah....
a. H_2O b. BF_3 c. CH_4 d. PCl_3 e. CH_3Cl
6. Diantara senyawa berikut yang membentuk ikatan kovalen tunggal adalah
(Ar $\text{Na}=11$; $\text{Cl}=17$; $\text{H}=1$; $\text{Mg}=12$; $\text{C}=6$; $\text{O}=8$)
a. NaCl
b. HCl
c. MgCl_2
d. CO_2
e. O_2

7. Jika unsur ${}_{14}\text{Si}$ bergabung dengan unsur ${}_{8}\text{O}$ membentuk senyawa SiO_2 akan membentuk ikatan....
- Ikatan elektrovalen
 - Ikatan kovalen tunggal
 - Ikatan kovalen rangkap dua
 - Ikatan kovalen rangkap tiga
 - Ikatan kovalen koordinasi
8. Amati beberapa contoh senyawa dibawah ini:
- | | |
|-------------------------|---------------------------|
| 1) H_2O | 4) C_2H_2 |
| 2) N_2 | 5) O_2 |
| 3) F_2 | |
- Diantara unsur di atas, yang merupakan contoh pasangan senyawa yang memiliki ikatan kovalen rangkap tiga adalah....
- 1) dan 3)
 - 2) dan 3)
 - 2) dan 4)
 - 2) dan 5)
 - 4) dan 5)
9. Pasangan pernyataan berikut yang benar tentang senyawa kovalen adalah....
- Dapat menghantarkan arus listrik dalam bentuk lelehan dan titik didih tinggi
 - Dapat menghantarkan arus listrik dalam bentuk padatan dan titik leleh rendah
 - Dapat menghantarkan arus listrik dalam bentuk padatan dan titik didih rendah
 - Titik didih rendah dan titik leleh rendah
 - Titik didih tinggi dan titik leleh rendah
10. Pada senyawa SO_2 terdapat jenis ikatan....
(Ar S = 16, O = 8)
- Ikatan kovalen tunggal dan ikatan kovalen rangkap dua
 - Ikatan kovalen tunggal dan ikatan kovalen rangkap tiga
 - Ikatan kovalen rangkap dua dan ikatan kovalen rangkap tiga
 - Ikatan kovalen rangkap dua dan ikatan kovalen koordinasi
 - Ikatan kovalen tunggal dan ikatan kovalen koordinasi
11. Kedudukan elektron-elektron dari atom-atom logam dalam membentuk ikatan logam adalah ...
- Selalu berada di antara dua atom logam yang berikatan dan digunakan secara bersama
 - Masing-masing atom logam memberikan elektron valensinya kepada atom logam yang lain
 - Tidak terikat pada salah satu atom tetapi dapat bergerak bebas sebagai awan elektron
 - Masing-masing elektron valensi berada di antara inti atom logam yang saling berdekatan satu sama lain
 - Terikat pada inti atom logam tertentu sesuai dengan jumlah proton dari atom logam yang bersangkutan

12. Logam meskipun padat dapat menghantarkan listrik, sedangkan kristal ionik padat tidak dapat menghantarkan listrik. Perbedaan tersebut disebabkan di dalam logam
- Elektron-elektron pada logam mengalami dislokalisasi
 - Elektron pada atom logam terikat kuat pada salah satu inti logam
 - Inti atom logam mempunyai daya tarik yang kuat terhadap elektron
 - Elektron pada logam mudah terlepas dari inti atom logam
 - Inti atom logam mudah mengalami perpindahan posisi
13. Ikatan logam sangat berhubungan dengan salah satu sifat logam, kecuali . . .
- Titik didih tinggi
 - Titik leleh tinggi
 - Penghantar listrik yang baik
 - Semikonduktor
 - Permukaan mengkilap
14. Pernyataan berikut yang benar tentang ikatan logam adalah
- Elektron-elektron bergerak bebas dari satu inti atom ke inti atom yang lain
 - Inti atom tertata secara teratur dalam suatu lautan elektron
 - Ion-ion positif dikelilingi oleh lautan elektron
 - Elektron-elektron mengelilingi inti atom tertentu secara rapat
- 1, 2, dan 3
 - 1 dan 3
 - 2 dan 4
 - 4
 - 1, 2, 3, dan 4
15. Berikut ini yang merupakan sifat logam berkaitan dengan ikatan yang terjadi pada logam adalah
- Daya hantar listrik dan panas dari logam sangat baik
 - Massa jenis logam sangat besar dan keras
 - Logam mudah melepaskan elektron valensinya
 - Mudah membentuk ikatan ion dengan unsur non-logam
 - Titik didih dan titik lebur logam sangat rendah

Essay

1. Ramalkan rumus senyawa ion dari pasangan unsur ${}_{4}\text{Be}$ dengan ${}_{9}\text{F}$ beserta proses pembentukan ikatannya!
2. Jelaskan mengapa senyawa kovalen memiliki titik leleh yang rendah!
3. Tuliskan struktur lewis senyawa H_2SO_4 kemudian tunjukkan bagian yang merupakan ikatan kovalen koordinasi
4. Jelaskan hubungan antara ikatan yang terjadi pada logam dengan sifat logam sebagai penghantar listrik yang baik!

B. Lembar Kerja Keterampilan

Buatlah peta konsep semenarik mungkin dari materi ikatan kimia secara berkelompok



2. KEGIATAN BELAJAR II

2.1 KD DAN IPK

Kompetensi Dasar (KD)	Indikator Pencapaian Kompetensi (IPK)
3.6 Menganalisis kepolaran senyawa.	3.6.1 Menganalisis kepolaran suatu ikatan berdasarkan perbedaan keelektronegatifan
	3.6.2 Menganalisis kepolaran suatu senyawa berdasarkan momen dipol
4.6 Merancang, melakukan, dan menyimpulkan serta menyajikan hasil percobaan kepolaran senyawa.	4.6.1 Merancang percobaan untuk membedakan senyawa polar dan non polar
	4.6.2 Melakukan percobaan untuk membedakan senyawa polar dan non polar
	4.6.3 Menyimpulkan hasil percobaan
	4.6.4 Menyajikan hasil percobaan dalam bentuk laporan

2.2 MATERI

Coba renungkan kenapa air dapat berubah dalam tiga wujud? Air akan menjadi padat (es) jika suhunya diturunkan, tetapi jika suhu dinaikan (diberi kalor), maka air berubah menjadi uap. Mengapa dapat demikian? Mengapa pula senyawa yang berukuran besar titik didih yang lebih tinggi bila dibandingkan dengan senyawa yang berukuran kecil?

Kehidupan di dunia tidak akan terlepas dari ikatan. Coba bayangkan dapatkan kalian hidup sendirian tanpa teman? Rasanya sangat sulit bukan? Semua makhluk selalu ingin berikatan. Manusia hidup dengan menjalin berbagai ikatan, mulai dari ikatan perkawinan berdasarkan perbedaan jenis kelamin. Kemudian ikatan lebih lanjut mulai dari satu keluarga, satu rukun tetangga (RT), rukun warga (RW), sampai ikatan yang lebih besar dengan berbagai tujuan.

Demikian pula halnya dengan atom dan molekul yang merupakan benda mati itupun tidak luput dari ikatan. Ikatan yang terjadi antar atom beraneka ragam, mulai dari ikatan karena serah terima elektron (ikatan ion), pemakaian bersama pasangan elektron (ikatan kovalen), ikatan karena gaya tarik elektrostatis, ikatan yang membentuk jembatan hidrogen, dan ikatan-ikatan yang lain.

Ada ikatan yang terjadi karena gaya tarik atom dalam satu molekul (**intramolekul**), ada juga ikatan yang terjadi karena gaya tarik antar molekul yang satu dengan molekul lain (**Intermolekul**). Gaya tarik-menarik antar molekul, yaitu gaya yang menyebabkan antar molekul menjadi terikat dalam satu kelompok. Gaya antar molekul juga merupakan interaksi antara molekul-molekul dalam suatu zat (unsur atau senyawa) melalui gaya elektrostatis. Gaya antar molekul ini sangat dipengaruhi **kepolaran** dari masing masing molekul. *Gaya tarik-menarik*



Untuk menambah pengetahuan tentang gaya antar molekul dapat dipelajari juga melalui video pada link berikut : <https://youtu.be/ivxK06JvOeI>

antarmolekul sangat berkaitan dengan sifat fisika dari senyawa yang bersangkutan. Gaya antar molekul lebih lemah bila dibandingkan gaya intra molekul. Sebagai contoh energi penguapan 1 mol air adalah 45 kJ, sedangkan energi pemutusan ikatan O-H dalam satu mol air adalah 930 kJ. Gaya antar molekul berhubungan dengan sifat-sifat fisika zat seperti energi penguapan, titik lebur, titik didih, tekanan uap, dan kekentalan (viskositas) zat. Gaya antar molekul dapat terjadi antara: (1) molekul non polar dengan molekul non polar; (2) molekul polar dengan molekul non polar; (3) molekul polar dengan molekul polar.

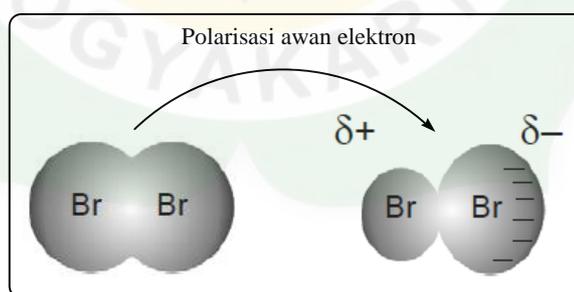
Gaya Van Der Wasls



Gaya van der waals dapat terjadi pada molekul polar dan nonpolar. Gaya ini memiliki gaya tarik yang lebih lemah jika dibandingkan dengan ikatan hidrogen. Berdasarkan jenis senyawa yang saling tarik menarik, gaya van der waals dibagi menjadi 3, yaitu:

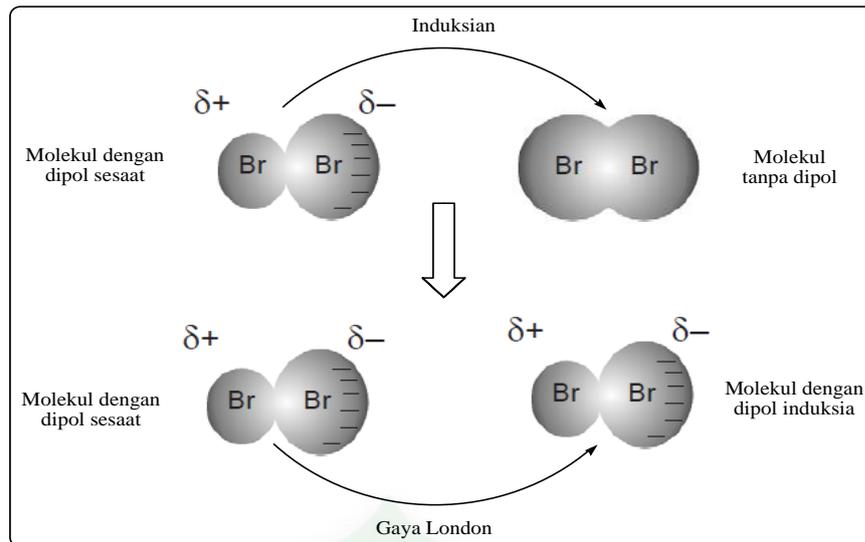
- 1) Molekul nonpolar dengan molekul nonpolar/gaya London (dipol sesaat-dipol terinduksi)

Pada waktu membahas struktur elektron, kita mengacu pada peluang untuk menemukan elektron di daerah tertentu pada waktu tertentu. Elektron senantiasa bergerak dalam orbit. Perpindahan elektron dari suatu daerah ke daerah lainnya menyebabkan suatu molekul yang secara normal bersifat nonpolar menjadi polar, sehingga terbentuk suatu dipol sesaat. Dipol yang terbentuk dengan cara itu disebut *dipol sesaat* karena dipol itu dapat berpindah milyaran kali dalam 1 detik. Pada saat berikutnya, dipol itu hilang atau bahkan sudah berbalik arahnya.



Gambar 4.14. Proses terbentuknya dipol sesaat

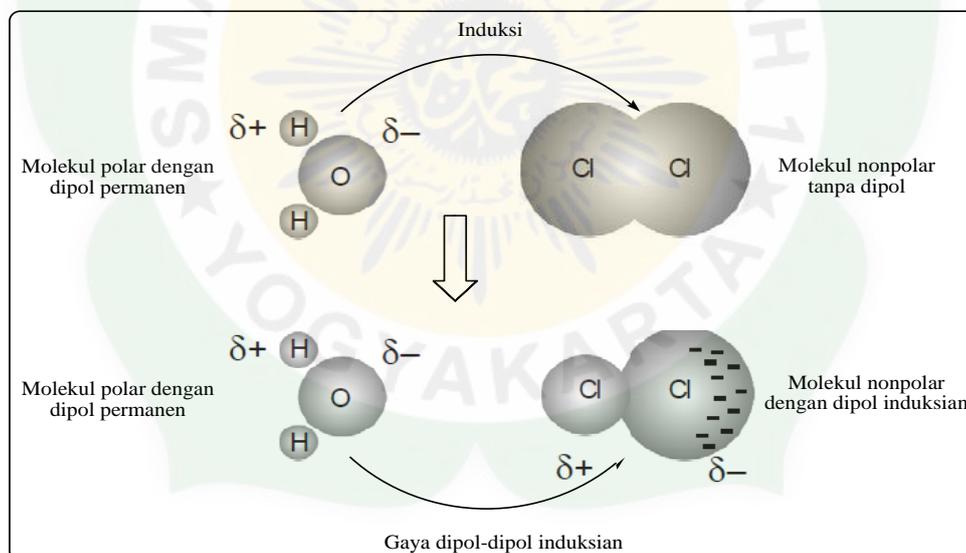
Dipol sesaat pada suatu molekul dapat mengimbas pada molekul nonpolar di sekitarnya, sehingga membentuk suatu dipol terimbas. Hasilnya adalah suatu gaya tarik-menarik antarmolekul yang lemah. Penjelasan teoritis mengenai gaya-gaya ini dikemukakan oleh **Fritz London** pada tahun 1928. Oleh karena itu gaya ini disebut *gaya London* (disebut juga *gaya dispersi*). Gambar berikut memperlihatkan proses terbentuknya gaya London.



Gambar 4.15. proses terbentuknya gaya London

2) Molekul polar dengan molekul nonpolar (dipol-dipol terimbas)

Apabila molekul polar dan molekul nonpolar berada pada jarak tertentu, molekul polar dapat menginduksi molekul non polar sehingga pada molekul non polar tersebut terjadi dipol induksian. Setelah proses induksian berlangsung, maka antara kedua molekul tersebut terjadi gaya tarik elektrostatis yang disebut gaya dipol permanen-dipol induksian atau gaya dipol-dipol induksian. Dipol permanen pada molekul polar biasanya hanya disebut dipol. Gambar berikut menunjukkan proses terbentuknya gaya dipol-dipol induksian

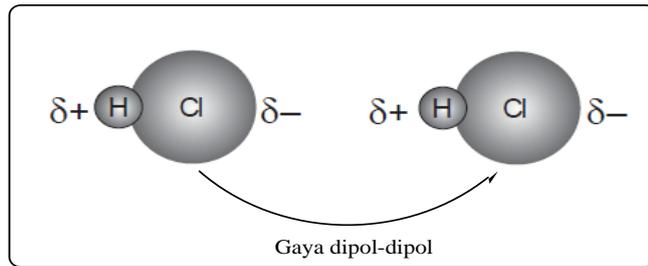


Gambar 4.16. proses terbentuknya gaya dipol-dipol induksian

3) Molekul polar dengan molekul polar (dipol -dipol)

Gaya dipol-dipol berlaku hanya untuk molekul yang bersifat polar. Molekul polar memiliki dua kutub yaitu kutub positif ($\delta+$) dan kutub negatif ($\delta-$). Dipol-dipol ini bersifat permanen akibat distribusi elektron yang tidak merata. Selanjutnya kedua dipol ini akan saling tarik-menarik pada dipol yang berlawanan muatan dan akan terjadi tolakan pada kutub yang sejenis. Berdasarkan fakta yang ada, gaya tarik-menarik ini akan lebih besar daripada gaya

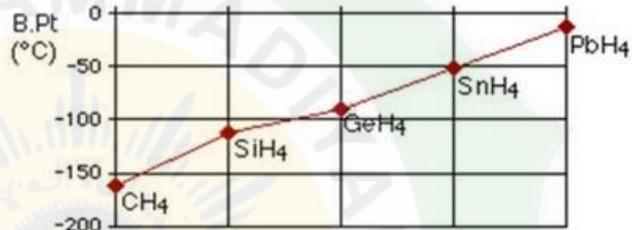
tolakannya. Sehingga terjadi gaya tarik-menarik antar molekul. Inilah yang disebut ***gaya tarik-menarik dipol-dipol***. Gambar dibawah menunjukkan proses terbentuknya gaya dipol-dipol.



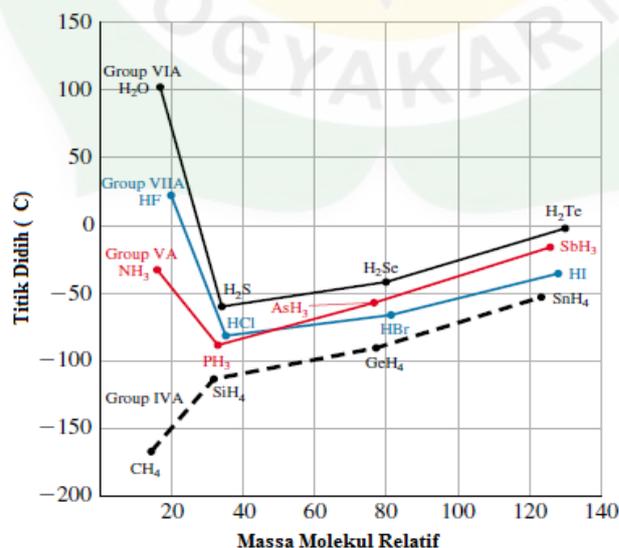
Gambar 4.17 proses terbentuknya gaya dipol-dipol

Ikatan Hidrogen

Terdapat banyak unsur yang membentuk senyawa dengan hidrogen, disebut sebagai "hidrida". Jika kita memplotkan titik didih hidrida unsur golongan 4, kita akan menemukan bahwa titik didih tersebut naik seiring dengan menurunnya letak unsur pada golongan. Pada umumnya terdapat hubungan antara titik didih suatu senyawa dengan massa molekul relatifnya. Titik didih akan naik jika massa molekul relatifnya juga naik. Selain itu, kenaikan titik didih terjadi karena molekul memperoleh lebih banyak elektron, dan karena itu kekuatan dispersi van der Waals menjadi lebih besar.



Jika kita mengulangi hal yang sama untuk hidrida golongan 5, 6, 7 sesuatu yang aneh terjadi. Meskipun secara umum kecenderungannya sama persis dengan yang terjadi pada golongan 4 (dengan alasan yang sama), titik didih hidrida unsur pertama pada tiap golongan melonjak tinggi secara tidak normal.



Pada kasus terjadi

yang secara signifikan memerlukan energi kalor untuk memutuskannya. Gaya antarmolekul yang relatif kuat ini digambarkan dengan ikatan hidrogen.

NH₃, H₂O dan HF seharusnya penambahan gaya daya tarik

antarmolekul, yang secara signifikan memerlukan energi kalor untuk memutuskannya. Gaya antarmolekul yang relatif kuat ini digambarkan dengan ikatan hidrogen.

Pada dasarnya kekuatan gaya London dipengaruhi oleh mudah-tidaknya awan elektron dalam molekul mengalami deformasi atau mudah tidaknya dipol sesaat dan dipol terimbas terbentuk. Ada tiga faktor yang mempengaruhinya, yakni ukuran molekul, jumlah atom di dalam molekul dan bentuk molekul.

➤ Ukuran molekul

Molekul dengan ukuran besar mempunyai awan elektron yang besar yang mudah terdeformasi karena elektron-elektron terluarnya cenderung tidak terikat dengan baik. Dengan demikian, dipol sesaat dan dipol terimbas semakin mudah terbentuk. Akibatnya, gaya London akan lebih kuat dibandingkan molekul dengan ukuran lebih kecil.

Semakin besar ukuran molekul, semakin besar kekuatan gaya London

➤ Jumlah atom di dalam molekul

Semakin banyak jumlah atom di dalam molekul, semakin banyak tempat yang tersedia untuk terbentuknya dipol sesaat dan dipol terimbas. Dengan demikian, dipol sesaat dan dipol terimbas semakin mudah terbentuk sehingga gaya London akan semakin kuat.

Semakin banyak jumlah atom di dalam molekul, semakin besar kekuatan gaya London

Selain gaya dipol-dipol, dalam molekul polar juga terdapat gaya dispersi/gaya London. Jika membandingkan molekul yang massa molekulnya berbeda jauh, gaya London bisa lebih dominan. Sementara itu, jika massa molekulnya relatif sama, maka gaya dipol-dipol memberikan pengaruh perbedaan yang signifikan terhadap titik didih. Pada HCl dan HBr jika dimisalkan kedua senyawa tersebut hanya memiliki gaya dipol-dipol, maka titik didih $HCl > HBr$ karena HCl memiliki momen dipol yang besar daripada HBr. Tetapi secara eksperimen menunjukkan bahwa titik didih $HBr > HCl$. Hal ini menunjukkan bahwa ada gaya lain yang bekerja pada antarmolekul itu. Gaya yang lain ini berhubungan dengan banyaknya elektron yang ada pada molekul itu. Gaya yang berhubungan dengan jumlah elektron atau massa molekul suatu zat adalah gaya London. Jadi dalam molekul-molekul yang bersifat polar, selain terjadi gaya dipol-dipol juga terjadi gaya London. Begitu pula molekul polar dengan molekul nonpolar, selain terjadi gaya dipol-dipol induksian juga terjadi gaya London.

Berikut adalah titik didih dan titik lebur beberapa zat.

Tabel 4.5. Titik didih dan titik lebur beberapa Zat

Zat	Jlh. elektron	Ar (Mr)	Titik lebur (°C)	Titik didih (°C)
He	2	4,003	-270	-269
Ne	10	20,18	-249	-246
Ar	18	39,95	-189	-186
Kr	36	83,80	-157	-152
Xe	54	131,3	-112	-108
H ₂	2	2,0160	-259	-252
N ₂	14	28,0134	-210	-196
O ₂	16	31,9988	-218	-183
F ₂	18	37,9968	-220	-188
I ₂	106	253,8090	114	184
CH ₄	10	16,0334	-182	-162
CF ₄	42	88,00	-184	-129
CCl ₄	74	153,82	-23,0	76,8
CBr ₄	146	331,65	92	190

Selain gaya dipol-dipol, dalam molekul polar juga terdapat gaya dispersi/gaya London. Jika membandingkan molekul yang massa molekulnya berbeda jauh, gaya London bisa lebih dominan.

Sementara itu, jika massa molekulnya relatif sama, maka gaya dipol-dipol memberikan pengaruh perbedaan yang signifikan terhadap titik didih. Pada HCl dan HBr jika dimisalkan kedua senyawa tersebut hanya memiliki gaya dipol-dipol, maka titik didih $\text{HCl} > \text{HBr}$ karena HCl memiliki momen dipol yang besar daripada HBr. Tetapi secara eksperimen menunjukkan bahwa titik didih $\text{HBr} > \text{HCl}$. Hal ini menunjukkan bahwa ada gaya lain yang bekerja pada antarmolekul itu. Gaya yang lain ini berhubungan dengan banyaknya elektron yang ada pada molekul itu. Gaya yang berhubungan dengan jumlah elektron atau massa molekul suatu zat adalah *gaya London*. Jadi dalam molekul-molekul yang bersifat polar, selain terjadi gaya dipol-dipol juga terjadi gaya London. Begitu pula molekul polar dengan molekul nonpolar, selain terjadi gaya dipol-dipol induksian juga terjadi gaya London.

2.3 LATIHAN SOAL

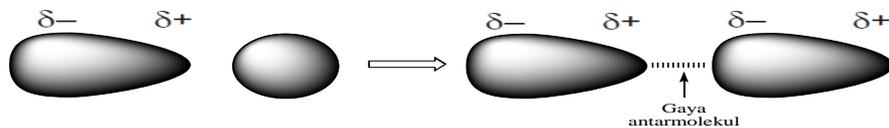
1. Tentukan jenis interaksi antar molekul **NaCl**!
2. Tentukan jenis interaksi antar molekul **H₂S**!
3. Tentukan jenis interaksi antar molekul **O₂**!
4. Jelaskan mana yang lebih besar titik didihnya HI atau HCl?
5. Jelaskan bagaimana pengaruh gaya antar molekul terhadap titik didih suatu senyawa yang memiliki Mr yang sama tetapi titik didihnya berbeda?

2.4 TES FORMATIF (PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN)

A. Tes Formatif

1. Interaksi di bawah ini yang menunjukkan gaya antarmolekul adalah....
 - a. Gaya elektrostatis antara Na^+ dan Cl^- dalam senyawa NaCl
 - b. Ikatan antara Hidrogen dan Belerang dalam senyawa H_2S
 - c. Ikatan antara Hidrogen dan Oksigen dalam senyawa H_2O
 - d. Gaya elektrostatis antara CCl_4 dalam CCl_4
 - e. Ikatan yang terjadi pada senyawa HCl
2. Ikatan yang terdapat dalam molekul (antara atom N dengan atom H) dan antarmolekul NH_3 adalah
 - a. Kovalen koordinasi dan gaya dipol-dipol
 - b. Kovalen dan ikatan hidrogen
 - c. Kovalen dan van der Waals
 - d. Kovalen dan gaya London
 - e. Ion dan gaya dispersi
3. Simaklah pernyataan dibawah ini:
 - I. Air merupakan zat yang sangat dibutuhkan dalam kehidupan sehari-hari memiliki rumus molekul H_2O .
 - II. Heptana (C_7H_{16}) adalah salah satu komponen penyusun bahan bakar kendaraan bermotor. Jenis gaya antarmolekul yang terjadi antar molekul air dan antar molekul bensin secara berturut-turut adalah....

- Gaya dipol-dipol dan gaya dipol-dipol induksian
 - Gaya dipol-dipol induksian dan gaya London
 - Ikatan hidrogen dan gaya London
 - Gaya London dan gaya dipol-dipol
 - Gaya dipol-dipol dan ikatan hidrogen
4. Perhatikan proses pembentukan salah satu gaya antar molekul dibawah ini:



Diantara campuran senyawa berikut, campuran yang akan mengalami proses terjadinya gaya antarmolekul seperti pada gambar diatas adalah....

- Campuran antara H_2O dan HCl
 - Campuran antara bensin dengan kerosin
 - Campuran antara air dengan alkohol
 - Campuran antara air dengan cuka
 - Campuran antara H_2O dengan Cl_2
5. Berikut ini adalah beberapa contoh materi:
- NH_3 (g)
 - CH_4 (g)
 - HCl (g)
 - Cl_2 (g)

Urutan titik didih dari yang paling tinggi sampai yang paling rendah dari senyawa kovalen diatas adalah

- $NH_3 > HCl > Cl_2 > CH_4$
- $NH_3 > CH_4 > Cl_2 > HCl$
- $CH_4 > Cl_2 > HCl > NH_3$
- $CH_4 > HCl > NH_3 > Cl_2$
- $HCl > NH_3 > Cl_2 > HCl$

Essay

- Jelaskan mengapa gas oksigen yang merupakan unsur nonpolar dapat larut dalam air yang bersifat polar? (Kaitkan dengan gaya antar molekul yang terjadi)
- Mengapa gas oksigen jika didinginkan berwujud cair?
- H_2O dan H_2S merupakan hidrida golongan VIA. Menurut anda manakah yang memiliki titik didih yang lebih tinggi dan jelaskan alasan anda?

4. Perhatikan dan lengkapi tabel berikut

Senyawa	Td (°C)	Gaya antar molekul yang terlibat
HF	19	
H ₂	-253	
HCl	-85	
H ₂ S	-60	
HBr	-66	

- Tuliskan jenis gaya antarmolekul yang terjadi dalam senyawa-senyawa tersebut!
- Berdasarkan data titik didih tersebut, urutkan kekuatan gaya antarmolekul di atas dari yang terkecil sampai terbesar!

B. Lembar Kerja Keterampilan

Buatlah poster mengenai Gaya antar molekul se kreatif mungkin!



Apabila ananda sudah menjawab 75% jawaban benar, ananda dapat melanjutkan ke materi selanjutnya. Jika masih kurang, sebaiknya mohon dipelajari kembali

3. KEGIATAN BELAJAR III

3.1 KD DAN IPK

Kompetensi Dasar (KD)	Indikator Pencapaian Kompetensi (IPK)
3.7 Menganalisis teori jumlah pasangan elektron di sekitar inti atom (Teori Domain Elektron) untuk menentukan bentuk molekul.	<p>3.7.1 Menjelaskan tiga prinsip dasar teori domain elektron</p> <p>3.7.2 Menentukan jumlah domain elektron dari struktur Lewis senyawa</p> <p>3.7.3 Menganalisis jumlah dan jenis pasangan elektron untuk menentukan bentuk molekul senyawa</p>
4.7 Meramalkan bentuk molekul berdasarkan teori jumlah pasangan elektron di sekitar inti atom (Teori Domain Elektron).	<p>4.7.1. Meramalkan bentuk molekul senyawa tersebut berdasarkan teori domain elektron dengan tahapan yang benar</p> <p>4.7.2. Membuat bentuk molekul sederhana menggunakan plastisin dan sapu lidi dengan benar</p>

3.2 MATERI

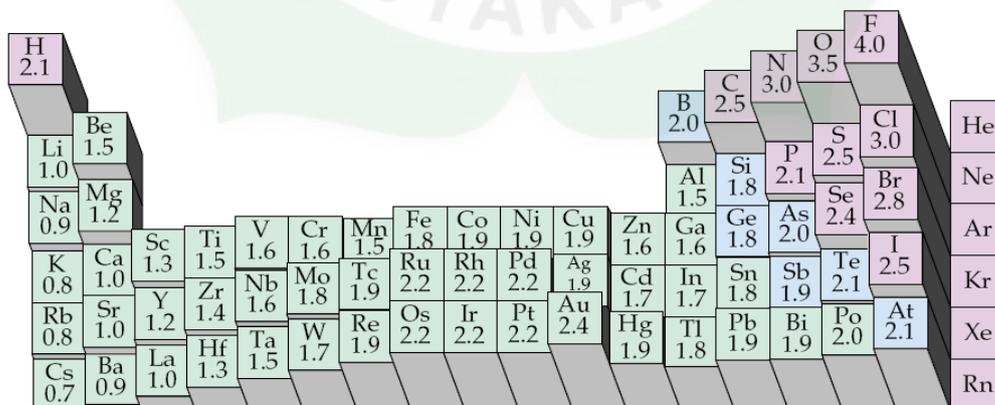
a. Uraian Materi

Kepolaran Senyawa

Ikatan kovalen adalah ikatan yang terjadi antara unsur nonlogam dengan unsur nonlogam yang lain dengan cara pemakaian bersama pasangan elektron.

Polarisasi Ikatan Kovalen

Suatu senyawa tersusun dari dua atau lebih atom. Setiap unsur memiliki harga keelektronegatifan yang berbeda-beda. Perbedaan keelektronegatifan ini terjadi karena perbedaan jari-jari, energy ionisasi, dan afinitas suatu unsur.



Gambar 4.18 keelektronegatifan unsur dalam sistem periodik unsur

Ketika suatu atom yang sama bergabung, seperti H₂, F₂, dan O₂, electron ikatan tertarik sama kuat karena atom yang berikatan memiliki keelektronegatifan yang sama. Ikatan kovalen yang terbentuk disebut dengan ikatan kovalen nonpolar.

Jika atom yang berikatan tidak sama, maka keelektronegatifannya akan berbeda. Perbedaan keelektronegatifan dua atom menimbulkan kepolaran senyawa. Adanya perbedaan keelektronegatifan tersebut menyebabkan pasangan elektron ikatan lebih tertarik ke salah satu atom sehingga membentuk dipol. Akibatnya satu ujung ikatan relative negative (δ^-) sedangkan ujung ikatan yang lain relative positif (δ^+), sehingga terjadi kutub negative dan kutub positif. Adanya dipol inilah yang menyebabkan senyawa menjadi polar.

Pada molekul dengan ikatan kovalen yang terdiri lebih dari dua unsur, kepolaran senyawanya ditentukan oleh hal-hal berikut.

1) Jumlah momen dipol

Momen dipol adalah hasil kali antara beda keelektronegatifan dengan jarak antara kedua inti atom yang berikatan. Jika jumlah momen dipol sama dengan nol ($\mu=0$), senyawanya bersifat nonpolar. Jika momen dipol lebih besar dari nol ($\mu>0$) maka senyawanya bersifat polar.

Pada senyawa Cl₂, pasangan elektron milik bersama akan ditarik sama kuat karena daya tarik terhadap elektronnya sama (3,0). Beda keelektronegatifannya sebesar 0. Momen dipol yang dihasilkan akan sama dengan nol. Hal tersebut menyebabkan ikatan kovalen yang terbentuk bersifat nonpolar.



Ikatan kovalen nonpolar

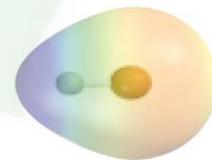


Untuk menambah pengetahuan tentang cara menentukan kepolaran senyawa dapat dipelajari juga melalui vidio pada link berikut : https://youtu.be/ATI_VLIGV5Tk

Pada senyawa HCl, pasangan elektron milik bersama akan lebih dekat pada Cl karena daya tarik terhadap elektronnya lebih besar (3,0) dibandingkan H (2,1). Beda keelektronegatifannya sebesar 0,9. Momen dipol yang dihasilkan akan lebih dari nol. Hal tersebut menyebabkan terjadinya ikatan kovalen polar.



Ikatan kovalen polar



Pasangan elektron ikatan ditarik lebih kuat oleh Cl daripada H

Contoh:

- 1) Senyawa kovalen polar: HCl, HBr, HI, HF, H₂O, NH₃.
- 2) Senyawa kovalen nonpolar: H₂, O₂, Cl₂, N₂, CH₄, C₆H₆, BF₃.

Momen dipol suatu senyawa tidak hanya ditentukan dari harga keelektronegatifan suatu senyawa tetapi juga dari jumlah momen ikatan senyawa tersebut dan momen pasangan elektron bebas berdasarkan bentuk molekul tersebut.

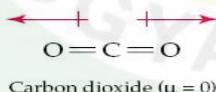
2) Bentuk molekul

Pada umumnya, jika bentuk molekul suatu senyawa simetris maka senyawanya bersifat nonpolar, sedangkan jika bentuk molekulnya tidak simetris maka senyawanya bersifat polar. Momen dipol (μ) merupakan jumlah vektor dari momen ikatan dan momen pasangan elektron bebas dalam suatu molekul. Momen ikatan mempunyai arah dari muatan parsial positif ke muatan parsial negatif. Molekul dikatakan bersifat polar jika memiliki $\mu > 0$ atau $\mu \neq 0$ dan dikatakan bersifat nonpolar jika memiliki $\mu = 0$.

Molekul	μ (D)	Molekul	μ (D)
PH ₃	0,58	AsH ₃	0,20
HF	1,78	AsCl ₃	1,59
HBr	1,078	SOCl ₂	1,45
H ₂ O	0,82	SO ₂ Cl ₂	1,81
H ₂ S	0,44	PCl ₃	0,78
SO ₂	1,84	F ₂ NH	1,92
CO ₂	0,95	IF ₃	2,18
NH ₃	1,62	NO ₂	0,32
NF ₃	0,23	H ₂ O ₂	2,2
BF ₃	0	N ₂ H ₄	1,75
HNO ₃	2,17	NO	0,15

Molekul yang memiliki atom yang sama seperti Cl₂, Br₂, I₂, dan H₂ bersifat nonpolar karena molekul tersebut tidak memiliki momen ikatan maupun momen pasangan elektron bebas (PEB) sehingga momen dipolnya bernilai 0. Tidak hanya molekul dengan atom-atom yang sama, pada

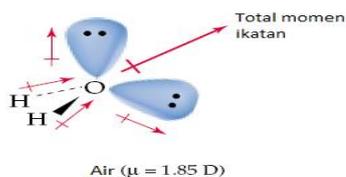
molekul yang memiliki atom-atom yang berbeda pun dapat bersifat nonpolar. Misalnya pada molekul PCl₅, CO₂, SF₆, dan COCl₂. Pada molekul CO₂, muatan parsial positif terdapat pada atom karbon sedangkan muatan parsial negatif terdapat pada atom oksigen, sehingga momen ikatan pada CO₂ memiliki arah dari atom C yang bermuatan parsial positif ke atom O yang bermuatan parsial negatif. Momen ikatan pada molekul ini akan saling meniadakan, akibatnya momen dipolnya bernilai nol. Sehingga molekul ini dapat dikatakan sebagai molekul nonpolar.



Molekul H₂O bersifat polar karena memiliki momen dipol yang bernilai 1,84 D. Nilai momen dipol ini didapatkan berdasarkan jumlah vektor dari momen ikatan H-O dan momen PEB. Atom O

lebih elektronegatif daripada atom H sehingga arah momen ikatan O-H akan mengarah ke atom O. Sedangkan untuk arah momen pasangan elektron bebas mengarah dari atom O menuju ke pasangan elektron bebas. Momen ikatan dan momen H₂O dapat dilihat pada gambar di bawah ini.

Senyawa polar dipengaruhi oleh medan listrik, sedangkan senyawa non polar tidak



dipengaruhi oleh medan listrik. Salah satu pengaruhnya dapat dilihat dari dibelokkan atau tidaknya aliran zat oleh medan listrik. Hal ini terjadi karena, terbentuknya kutub positif dan kutub negative pada molekul senyawa polar.

Sedangkan pada senyawa nonpolar tidak terjadi pengutuban.

Bentuk molekul dapat diramalkan dengan teori domain elektron. Teori ini berdasarkan gaya tolak menolak elektron-elektron pada kulit luar atom pusat. Domain elektron berarti kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron.

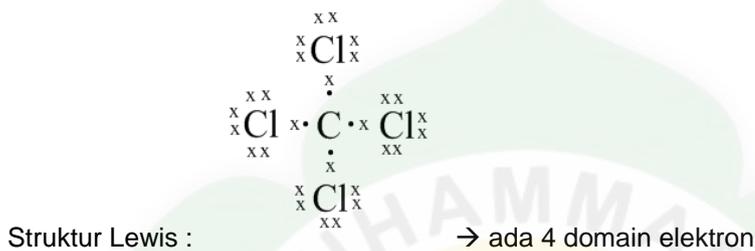
Penentuan Jumlah Domain Elektron

Jumlah domain elektron ditentukan sebagai berikut:

- Setiap elektron ikatan (ikatan tunggal, ikatan rangkap, maupun ikatan rangkap tiga) merupakan satu domain
- Setiap pasangan elektron bebas dari atom pusat merupakan satu domain

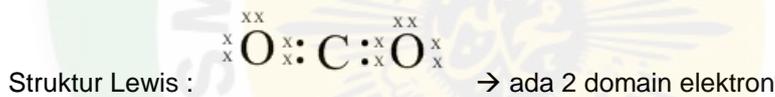
Contoh :

- Pada senyawa CCl_4



Untuk menambah pengetahuan tentang bentuk molekul dapat dipelajari juga melalui video pada link berikut : <https://youtu.be/lQgjMOhvZng>

- Pada senyawa CO_2



Domain elektron terdiri dari dua domain, yaitu DEI (domain elektron ikatan) dan DEB (domain elektron bebas). DEI merupakan jumlah pasangan elektron atom pusat yang berikatan dengan atom lainnya. Sedangkan DEB adalah jumlah pasangan elektron atom pusat yang tidak berikatan.

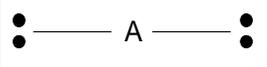
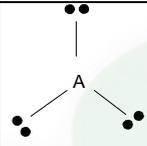
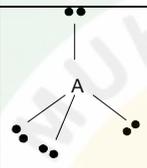
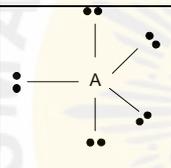
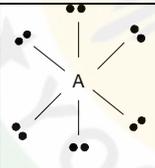
DEI = PEI (Pasangan Elektron Ikatan)

DEB = PEB (Pasangan Elektron Bebas)

Prinsip Dasar Teori Domain Elektron

Sesama domain elektron saling tolak-menolak sedemikian rupa sehingga tolak-menolak di antara domain elektron tersebut menjadi sekecil-kecilnya (*minimum*).

Geometri molekul domain elektron yang berjumlah 2 hingga 6 domain yang memberi tolakan minimum ditunjukkan pada tabel berikut.

Jumlah domain elektron	Geometri Molekul	Besar sudut ikatan
2		Linear 180°
3		Segitiga sama sisi 120°
4		Tetrahedron 109,5°
5		TrigonalBipiramida Ekuatorial = 120° Aksial = 90°
6		Oktahedron 90°

a. Urutan kekuatan tolak-menolak sesama domain elektron adalah sebagai berikut :



Perbedaan daya tolak ini terjadi karena PEB hanya terikat pada satu atom saja, sehingga bergerak lebih leluasa dan menempati ruang lebih besar daripada PEI. Akibat dari perbedaan daya tolak tersebut adalah mengecilnya sudut ikatan karena desakan dari PEB. Demikian halnya dengan domain yang terdiri dari dua atau tiga pasang elektron (ikatan rangkap dua atau rangkap tiga) tentu mempunyai daya tolak yang lebih besar daripada domain yang hanya terdiri dari sepasang elektron.

b. Bentuk molekul hanya ditentukan oleh pasangan elektron ikatan

Tipe Molekul

Setelah mengetahui jumlah DEI dan DEB, kita dapat menentukan notasi tipe molekul. Cara merumuskan notasi tipe molekul:

- Atom pusat diberi simbol A
- DEI diberi simbol X
- DEB diberi simbol E

Contoh:

Pasangan Elektron Berikatan	Pasangan Elektron Bebas	Jumlah Elektron	Bentuk	Sudut Ideal Ikatan	Contoh Molekul	Gambar
2	0	2	Linear	180°	BeCl ₂	
3	0	3	Segitiga Planar	120°	BF ₃	
2	1	3	Bengkok	120°	SO ₂	
4	0	4	Tetrahedral	109.5°	CH ₄	
3	1	4	Segitiga Piramidal	107.5°	NH ₃	
2	2	4	Bengkok	104.5°	H ₂ O	
5	0	5	Segitiga Bipiramidal	90°, 120°	PCl ₅	
4	1	5	Tetrahedral tak simetris (bidang 4)	90°, 120°	SF ₄	
3	2	5	Huruf T	90°	ClF ₃	
2	3	5	Linear	180°	XeF ₂	
6	0	6	Oktahedral	90°	SF ₆	
5	1	6	Segiempat Piramidal	90°	BrF ₅	
4	2	6	Segiempat Planar	90°	XeF ₄	

Jumlah DEI	Jumlah DEB	Notasi tipe molekul
4	0	AX ₄
3	1	AX ₃ E
2	2	AX ₂ E ₂

Meramalkan bentuk Molekul

Untuk meramalkan bentuk molekul suatu senyawa dapat dilakukan melalui langkah-langkah berikut :

1. Apabila yang diketahui adalah atom pembentuk senyawa maka tentukan konfigurasi elektronnya terlebih dahulu.
2. Tentukan senyawa yang dapat terbentuk dari atom tersebut
3. Gambarkan struktur Lewis senyawa tersebut
4. Tentukan jumlah DEI (X) dan jumlah DEB (E) di sekeliling atom pusat
5. Gunakan hasil nomor 2 untuk merumuskan tipe molekulnya.

Dengan mengetahui tipe molekul, maka bentuk molekul senyawa dapat diramalkan.

3.3 LATIHAN SOAL

1. Kepolaran senyawa pada umumnya terdapat pada molekul yang atom-atomnya berikatan....
2. Senyawa kovalen polar terjadi karena perbedaan....
3. Dari molekul berikut ini yang merupakan molekul polar adalah....
a. H₂O b. CO₂ c. CCl₄ d. Cl₂ e. CH₄
4. Pada dasarnya, atom C dan Cl memiliki beda keelektronegatifan, tetapi senyawa CCl₄ bersifat nonpolar. Hal ini disebabkan karena....
5. Atom N (NA = 7) berikatan dengan atom H (NA = 1) membentuk molekul NH₃. Pasangan elektron yang terdapat dalam susunan NH₃ tersebut adalah....
6. Molekul NH₃ merupakan molekul....
7. Kekuatan momen dipol bergantung pada....
8. Molekul asam klorida (HCl) bersifat polar karena....
9. Diketahui harga keelektronegatifan dari atom-atom F, Cl, Br, I, dan H berturut-turut 4,3 ; 2,8 ; 2,5 ; dan 2,1. Jika antaratom tersebut saling berikatan, senyawa yang paling polar adalah....
10. Senyawa-senyawa berikut ini tergolong polar kecuali....
a. C₂H₅OH b. NH₃ c. HF d. H₂O e. C₂H₆

3.4 TES FORMATIF (PENGETAHUAN DAN KETERAMPILAN)

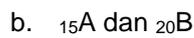
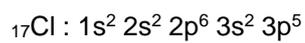
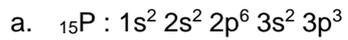
A. Tes Formatif

1. Jelaskan tiga prinsip dasar teori domain elektron!
2. Gambarlah struktur Lewis dari senyawa berikut ini!
 - a. CH₄
 - b. BF₃
 - c. HBr
 - d. CCl₄
 - e. H₂S
3. Tentukan jumlah domain elektron dari senyawa pada soal nomor 2!

4. Isilah titik-titik pada tabel berikut ini!

Senyawa	Jumlah PE	Jumlah PEI	Jumlah PEB	Tipe Molekul	Bentuk Molekul
BF ₃
O ₃
NH ₃
H ₂ O
SF ₄

5. Tentukan senyawa yang terbentuk dan bentuk molekulnya apabila diketahui :



B. Lembar Kerja Keterampilan

Buatlah bentuk molekul dari senyawa dibawah ini menggunakan lilin/malam dan bantuan lidi sebaga ikatannya. Selanjutnya dokumentasikan bentuk molekul it dalam bentuk gambar dan berikan keterangan.

- CH₄
- BF₃
- HBr
- CCl₄
- H₂S

DAFTAR PUSTAKA

- Anifah Setyawati, Arifatun. 2009. *Kimia: Mengkaji Fenomena Alam Untuk Kelas X SMA/MA*. Jakarta: Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional
- McMurry, J. dan R.C. Fay. 2001. *Chemistry*. New Jersey: Prentice Hall International
- Sudarmo, Unggul. 2013. *Kimia untuk SMA/MA Kelas X*. Jakarta : Erlangga
- Sutresna, Nana. 2007. *Cerdas Belajar Kimia Kelas X*. Bandung: Grafindo
- Wathoni, Haris. 2013. *Kimia untuk SMA/MA Peminatan Kurikulum 2013*. Bandung: Yrama Widya

