



BAB I

MATERI, STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK

- A. Standar Kompetensi: Memahami tentang ilmu kimia dan dasar-dasarnya serta mampu menerapkannya dalam kehidupan sehari-hari terutama yang berhubungan langsung dengan kehidupan.
- B. Kompetensi Dasar : Memahami pengertian tentang materi, atom, molekul, ion dan sifat-sifat materi serta sifat keperiodikan dalam sistem periodik.
- C. Uraian materi :

A. KEADAAN MATERI

Ilmu Kimia adalah ilmu yang mempelajari bagaimana materi di alam raya dapat di ubah dari bentuk yang dengan sifat-sifat tertentu menjadi bentuk lain dengan sifat yang berbeda.

1. Sifat-sifat Materi

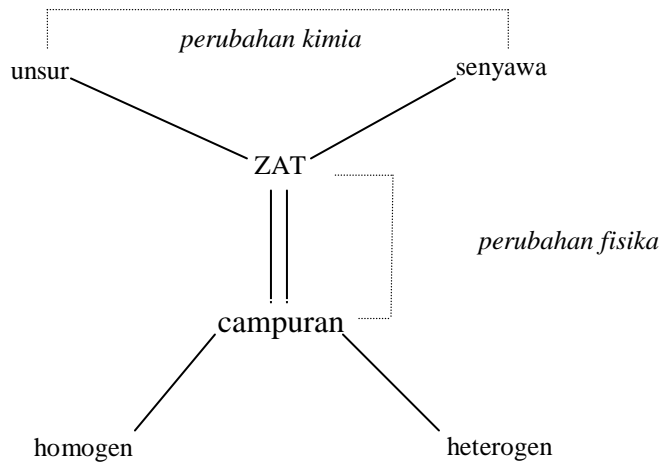
Materi adalah setiap objek atau bahan yang membutuhkan ruang yang jumlahnya diukur oleh suatu sifat yang disebut massa. Sifat-sifat materi dapat digolongkan menjadi dua kategori yaitu *fisik* dan *kimia*. Sifat fisik adalah karakteristik suatu zat yang membedakan dari zat-zat lain dan tidak melibatkan perubahan apapun ke zat lain. Contoh : titik leleh, titik didih, rapatan, viskositas, kalor jenis, kekerasan. Sifat kimia adalah kualitas yang khas dari suatu zat yang menyebabkan zat itu berubah, baik sendirian maupun dengan berantaraksi dengan zat lain, berubah menjadi bahan yang berbeda (yang lain). Contoh: besi berkarat, kayu melapuk, pembakaran kertas dll.

Sifat *Intrinsik* ialah kualitas yang bersifat khas (dari) tiap contoh zat, tak peduli bentuk dan ukuran. Sifat *Ekstrinsik* ialah sifat yang tidak khas dari zat itu sendiri misalnya ukuran, bentuk panjang, bobot dan temperatur.

Perubahan fisik adalah perubahan bentuk dari objek, bukan perubahan yang dapat merubah identitas dari bahan. Contoh : air menjadi es, campuran pasir dan kerikil, dan lain-lain.

Perubahan kimia adalah perubahan yang menyangkut struktur, identitas atau sifat dari bahan yang sama sekali berbeda. Contoh : kayu dibakar, kayu melapuk dll.

2. Klasifikasi Materi



Unsur adalah zat yang tidak dapat dibuat menjadi zat yang lebih sederhana baik secara fisik maupun secara kimia. Senyawa adalah zat yang terbentuk dari kombinasi secara kimia dari dua unsur atau lebih. Campuran homogen adalah campuran zat yang mempunyai komposisi dan sifat-sifat yang sama untuk keseluruhan contoh campuran seperti ini disebut juga larutan. Contoh air teh, udara dll. Campuran heterogen adalah campuran yang beraneka ragam. Contoh air dan pasir, dinding beton dll.

3. Sistem Pengukuran

Perlunya sistem pengukuran dalam ilmu kimia adalah untuk mendeteksi sejauh mana suatu bahan itu berubah, terutama perubahan jumlah zat, volume, suhu dan tekanan (Lampiran I).

Pengukuran Massa

Massa menunjukkan jumlah bahan dalam sebuah objek yang diukur di laboratorium adalah berat. Satuan yang digunakan untuk massa dan berat adalah kilogram (kg).

$$W = g \cdot m \quad (1)$$

dimana: w adalah berat, g adalah tetapan percepatan gravitasi, dan m adalah massa.

Pengukuran volume

Satuan dasar volum dalam sistem metrik adalah meter kubik (m^3) atau liter (L). Volum dipengaruhi oleh suhu dan tekanan. 1 liter = 1000 mL ; 1L = 1 dm^3 ; 1 dm^3 = 1000 cm^3 .

Pengukuran Suhu

Suhu dapat diukur karena pengaruhnya pada sifat yang diukur. Alat yang umum dipakai sebagai pengukur suhu adalah *termometer*.

Beberapa skala suhu yang sering digunakan:

Celsius ; **Fahrenheit** ; **Kelvin** dengan perbandingan :
 $^{\circ}C \times (9/5) + 32$: $^{\circ}C + 273$

Contoh : $10^{\circ}C = \dots\dots\dots F = \dots\dots\dots K?$

Jawab $^{\circ}F = 9/5 \times 10^{\circ}C + 32 = 50^{\circ}F$
 $K = 10^{\circ}C + 273 = 283 K$

Pengukuran Rapatan (Densitas)

Densitas diperoleh dengan membagi massa suatu obyek dengan volume

$$d = \text{massa (m)/volume (V)} \quad (2)$$

Contoh: Beberapa bentuk tidak teratur dari keping seng beratnya 30,0 g, dicelupkan ke dalam gelas ukur yang mengandung 20,0 cm³ air. Permukaan air menjadi 24,2 cm³. Berapa rapatan dari seng tersebut ?

Jawab: Volume seng = 24,2 cm³ – 20 cm³ = 4,2 cm³

Rapatan = massa / volume = 30,0 g / 4,2 cm³ = 7,1 g/cm³.

B. STRUKTUR ATOM

Pada akhir abad ke-18 dan permulaan abad ke -19 telah ditemukan beberapa reaksi kimia secara kuantitatif yang dikenal sebagai hukum-hukum persenyawaan kimia atau hukum-hukum pokok reaksi kimia yaitu: Hukum kekekalan massa, Lavoisier, 1774; Hukum Perbandingan Tetap, Proust, 1797 dan Hukum Kelipatan Perbandingan, Dalton, 1803. Untuk menerangkan hukum-hukum tersebut, Dalton mengemukakan hipotesis bahwa zat tidak bersifat kontinue melainkan terdiri atas partikel-partikel kecil yang disebut atom.

1. Partikel Dasar, Partikel Penyusun Atom

a. Elektron

Michael Faraday (1791-1867) melaporkan hasil percobaannya tentang muatan listrik melalui gas-gas. Ia menggunakan alat dimana lempeng logam yang disebut elektron ditempatkan di ujung tabung gelas yang mempunyai sebuah lengan sisi terbuka. Salah satu elektron katoda dihubungkan dengan sumber arus negatif dan satu lagi dengan sumber arus positif (anoda) dengan tegangan beberapa ribu volt. Sewaktu tabung masih berisi udara, tidak terjadi arus listrik. tabung gelas dapat dihampakan dengan menggunakan pompa vakum. Selanjutnya terlihat gejala dimana akan terjadi ruangan yang gelap dalam tabung dan akan terlihat pancaran sinar dari katoda, sedangkan tabung gelas memancarkan *fosforecensi*.

Sifat-sifat sinar katoda antara lain:

1. Sinar katoda dipancarkan oleh katoda dalam sebuah tabung hampa bila melewati arus listrik
2. Sinar katoda berjalan dalam garis lurus
3. Sinar tersebut bila membentur gelas atau benda lainnya akan menyebabkan fluoresensi (mengeluarkan cahaya)
4. Sinar katoda dibelokkan oleh medan listrik dan magnet, diperkirakan partikel-partikel bermuatan negatif.

Pada tahun 1874 Stoney mengusulkan bahwa bentuk partikel dasar harus dipunyai oleh setiap atom (sinar katoda) dengan istilah elektron.

b. Proton

Seorang berkebangsaan Jerman bernama Eugene Goldstein menemukan bahwa apabila lempeng katoda dalam tabung berlubang-lubang, maka gas yang terdapat di belakang katoda akan berpijar. Pengamatan ini memberi petunjuk bahwa ada sinar yang melewati lubang-lubang yang terdapat pada katoda itu. Karena sinar ini melalui saluran yang menghubungkan ruang di belakang katoda dengan ruang di antara kedua kutub maka sinar ini disebut sinar alur atau sinar positif.

Sifat-sifat sinar positif yaitu:

1. Partikel-partikel dibelokkan oleh medan listrik dan magnet dan arahnya menunjukkan bahwa muatannya positif.

2. Perbandingan muatan dan massa (e/m) sinar positif lebih kecil daripada elektron
3. Perbandingan e/m sinar positif tergantung pada sifat gas dalam tabung.

c. Neutron

Untuk pertama kali Rutherford 1920 mempostulatkan adanya neutron dalam atom yaitu suatu partikel dalam inti yang tidak bermuatan dan massanya satu.

Pada tahun 1930 Bothe & Becker melakukan percobaan dengan jalan menembakkan sinar alfa ke logam Li, Be & B. Hasil penembakan itu berupa radiasi yang tidak bermuatan dan berdaya tembus besar. Akhirnya tahun 1932 Chadwick membuktikan adanya neutron dengan menggunakan kabut Willson. Kesimpulan yang diperoleh dari percobaan ini adalah bahwa massa dari neutron adalah $1,6749 \times 10^{-24}$ g.

Tabel 1. Partikel Dasar

Partikel	Lambang	Muatan terhadap Proton
proton	p	+1
neutron	n	0
elektron	e	-1

2. Model Atom Hidrogen

Spektrum merupakan kumpulan dari berbagai frekuensi panjang gelombang radiasi cahaya yang dipisah-pisahkan. Spektrum dapat dihasilkan dari sumber cahaya putih berupa matahari atau sumber cahaya buatan tertentu misalnya filamen yang dipasangkan dalam bola lampu listrik. Cahaya putih terdiri dari banyak komponen panjang gelombang yang spektrumnya kontinu berupa garis-garis warna yang berubah secara bertahap dari warna merah, jingga, kuning, hijau sampai lembayung. Menurut Planck (1905) sinar elektro magnetis dengan panjang gelombang λ (m) dan frekuensi ν (det^{-1}),

$$c = \nu \cdot \lambda \quad \text{atau} \quad \nu = c/\lambda \quad (3)$$

(c = kecepatan cahaya, $3,0 \times 10^8$ m. det^{-1}) berada di keadaan *foton* dengan energi E(J):

$$E = h\nu \quad (4)$$

h = tetapan Planck, $6,625 \times 10^{-34}$ Joule det.

Suatu foton panjang gelombang λ punya energi (3) + (4):

$$E = hc/\lambda \quad (5)$$

Namanya satuan $1/\lambda$ (m^{-1} atau cm^{-1}) *bilangan gelombang* (wave number).

Menurut Nils Bohr (1913) elektron di dalam atom hidrogen dapat berjalan hanya dalam *orbital* tertentu dengan energi:

$$E_n = -R_H/n^2 \quad (6)$$

n = bilangan kuantum utama, R_H = tetapan Rhydberg, $R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1} = 1,097 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$. Nilai berlaku untuk n 1,2,3,4,.....

Di dalam atom hidrogen, elektron tunggal dalam orbital dengan energi paling rendah (energi paling negatif dibandingkan dengan elektron bebas), $n = 1$, $E_1 = -R_H$. Elektron ini dalam “keadaan dasar” (*ground state*). Elektron dalam *keadaan tereksitasi* jika naik kepada orbital “lebih tinggi”, $n = 2,3,4$, dll. Elektron dalam keadaan dasar dapat dieksitasi kepada orbital n lebih tinggi kalau mengabsorpsi foton energinya

$$\Delta E = h\nu = E_n - E_1 \quad (7)$$

Jika elektron dalam orbital tinggi n_2 kembali ke orbital lebih rendah n_1 , adalah emisi foton dengan energi:

$$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1} = -R_H \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad (8)$$

Kalau R_H punya satuan m^{-1} , energi dalam satuan yang sama satuan bilangan gelombang (λ^{-1}).

Contoh:

Hitung panjang gelombang (nm), rekuensi (det^{-1}) dan energi (J) dan foton emisi jika elektron turun dari orbital $n = 4$ kepada orbital $n = 2$.

Jawab: dari persamaan (8): $\Delta E = -1,097 \times 10^7 \{1/4^2 - 1/2^2\} = 2,057 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$.

$\lambda = (\text{m}^{-1})^{-1} = (2,057 \times 10^6)^{-1} = 4,862 \times 10^{-7} \text{ m} = 486,2 \text{ nm}$ (sinar tampak hijau, garis dua *series Balmer*).

$v = c/\lambda = 3 \times 10^8 (\text{m} \cdot \text{det}^{-1}) / 4,862 \times 10^{-7} (\text{m}) = 6,170 \times 10^{14} \text{ det}^{-1}$.

$\Delta E_{\text{foton}} = hc/\lambda = hv = 6,626 \times 10^{-34} (\text{J} \cdot \text{det}) \times 6,170 \times 10^{14} (\text{det}^{-1}) = 4,088 \times 10^{-19} \text{ J}$.

C. BILANGAN KUANTUM DAN BENTUK ORBITAL

Teori kuantum mekanika untuk orbital-orbital elektron bentuk tiga dimensi menghasilkan tiga bilangan kuantum, diberi notasi dengan bilangan kuantum n , l , dan m .

1. Bilangan kuantum utama

Bilangan kuantum utama, n menentukan orbital utama dgn tingkat energi yang mempunyai harga positif dan bulat, tidak termasuk nol yaitu 1,2,3,4,5.....dst

2. Bilangan kuantum orbital (azimut)

Bilangan kuantum azimut dengan lambang, l menentukan besarnya momentum sudut elektron yang terkuantisasi. Bilangan ini kuantum ini disebut bilangan kuantum bentuk orbital oleh karena itu bilangan ini menentukan bentuk ruang dari orbital. Bilangan kuantum azimut mempunyai harga $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$ (untuk setiap harga n). Jumlah harga-harga l sesuai dengan harga-harga n . Untuk $n = 1$ ada satu harga l ($l = 0$). Untuk $n=2$ ada dua harga dari l ($l = 0, l = 1$) dst. Setiap harga l dinyatakan dengan huruf; $l = 0$ adalah **orbital s**, $l = 1$ adalah **orbital p**, $l = 2$ adalah **orbital d**, $l = 3$ adalah **orbital f**.

3. Bilangan kuantum magnetik

Bilangan kuantum ini dengan lambang m_l , menentukan orientasi dari orbital dalam ruang. Nilainya boleh positif, negatif, nol dan berkisar dari -1 sampai 1.

Untuk $l = 0$ ada satu harga m_l ($m_l = 0$), hasilnya ada **satu orbital s** untuk tiap nilai (kulit) n , namanya 1s ($n=1, l=0$), 2s ($n=2, l=0$), dst. .

Untuk $l = 1$ ada tiga harga m_l ($m_l = -1; m_l = 0; m_l = +1$), hasilnya ada **3 sub-orbital p** untuk tiap kulit $n \geq 2$, namanya 2p ($n = 2, l = 1, 3$ sub-orbital 2p), 3p ($n = 3, l = 1, 3$ sub-orbital 3p), dst. .

Untuk $l = 2$ ada lima harga m_l ($m_l = -2; m_l = -1; m_l = 0; m_l = +1; m_l = +2$), hasilnya ada **5 sub-orbital d** untuk tiap kulit $n \geq 3$, namanya 3d ($n = 3, l = 2, 5$ sub-orbital 3d), 4d ($n = 4, l = 2, 5$ sub-orbital 4d, 5 sub-orbital 4d), dst. .

Untuk $l = 3$ ada 7 harga m_l (-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3), hasilnya ada **7 sub-orbital f** untuk tiap kulit $n \geq 4$, namanya 4f ($n = 4, l = 3, 7$ sub-orbital), 5f ($n = 5, l = 3, 7$ sub-orbital) dst.

4. Bilangan kuantum spin

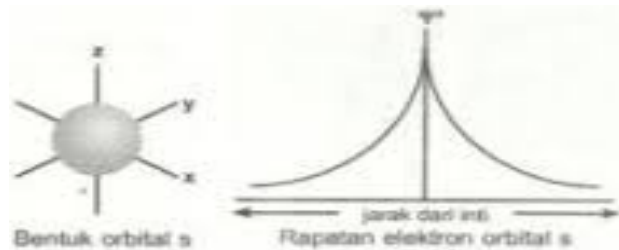
Bilangan kuantum ini dengan lambang m_s , menentukan rotasi elektron yang dapat memiliki nilai $+1/2$ dan $-1/2$.

Bentuk orbital s, p (3 sub-orbital), dan d (5 sub-orbital) secara umum digambarkan di bawah.

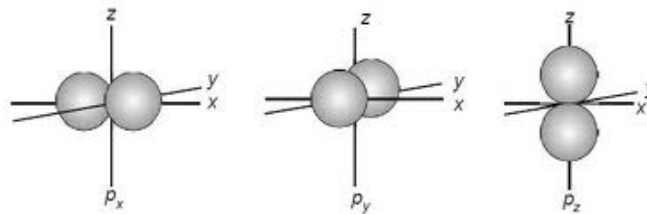
D. KONFIGURASI ELEKTRON

1. Prinsip Aufbau

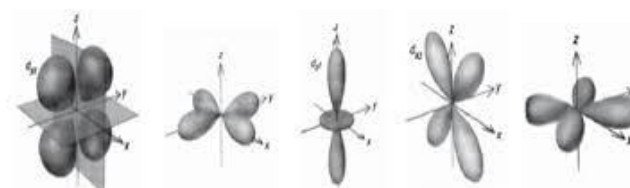
Atom suatu unsur memiliki konfigurasi elektron yang khas. Aturan pengisian elektron dikenal sebagai prinsip Aufbau. Menurut aturan ini elektron dalam atom sedapat mungkin memiliki energi terendah (berada dalam orbital atom dengan energi terendah). Oleh karena itu pengisian elektron dimulai dari orbital dengan tingkat energi terendah dengan aturan $n+l$.



Bentuk orbital 1s



Bentuk orbital P



Gambar 1.8 Orbital d Sumber: Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

Bentuk orbital 3d

Gambar 1.1 Bentuk orbital s, p, dan d

Urutan tingkat energi dalam pengisian elektron sebagai berikut:

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

Elektron akan mengisi orbital seperti (mulai dari orbital dengan energi paling rendah (paling negatif):

$$1s \ 2s \ 2p \ 3s \ 3p \ 4s \ 3d \ 4p \ 5s \ 4d \ 5p \ 6s \ \text{dll.}$$

n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6
l	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2	1	0
(n+l)	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6

untuk (n+l) yang harganya sama, yang mempunyai energi terbesar yaitu orbital dengan bilangan kuantum utama terbesar misalnya $3s > 2p$, $4s > 3p$, $4p > 3d > 4s$, $6s > 5p > 4d$.

2. Azas Larangan Pauli

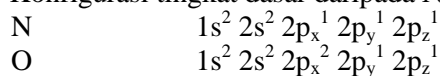
Prinsip ini dikenal sebagai *prinsip eksklusi Pauli* (1925). yang berpendapat bahwa dalam suatu sistem, baik atom maupun molekul, tidak terdapat dua elektron yang mempunyai keempat bilangan kuantum yang sama yang berarti bahwa tiap orbital hanya dapat ditempati maksimal oleh dua elektron.

3. Aturan Hund

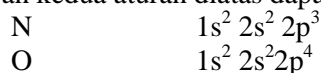
Aturan ini disusun berdasarkan data spektroskopik, tentang kelipatan maksimum yaitu:

1. Pada pengisian elektron ke dalam orbital-orbital yang tingkat energinya sama (misalnya ketiga orbital-p atau kelima orbital-d) sebanyak mungkin elektron berada dalam keadaan tidak berpasangan.
2. Jika dua elektron terdapat dalam dua orbital yang berbeda maka energi terendah dicapai jika spinnya sejajar.

Contoh: Konfigurasi tingkat dasar daripada Nitrogen dan Oksigen adalah :



Penerapan kedua aturan diatas dapat ditunjukkan sebagai berikut:



E. SISTEM PERIODIK

1. Pengolongan Unsur

Sejak mula, para ahli kimia telah mengamati bahwa sekelompok unsur tertentu menunjukkan sifat-sifat yang mirip. Mula-mula orang menggolongkan unsur-unsur dalam dua kelompok yaitu logam dan non logam. Logam memiliki sifat kilap logam, dapat ditempa menjadi lempeng tipis, dapat dibuat kawat, dapat menghantar panas dan listrik, membentuk senyawa dengan oksigen yang bersifat basa. Unsur non logam tidak mempunyai sifat khas, tidak menghantar panas dan listrik (kecuali grafit) dan membentuk oksida asam.

Unsur-unsur dengan konfigurasi elektron yang mirip mempunyai sifat-sifat kimia yang mirip. Jadi sifat unsur ada hubungannya dengan konfigurasi elektron yaitu:

1. Elektron-elektron tersusun dalam orbital
2. Hanya dua elektron saja yang dapat mengisi setiap orbital
3. Orbital-orbital dikelompokkan dalam kulit
4. Hanya n^2 orbital yang dapat mengisi kulit ke -n
5. Ada berbagai macam orbital dengan bentuk yang berbeda.

- (a) orbital -s ; satu orbital setiap kulit
 - (b) orbital -p; tiga orbital setiap kulit
 - (c) orbital -d; lima orbital setiap kulit
 - (d) orbital -f; tujuh orbital setiap kulit
6. Elektron dibagian terluar dari atom yang paling menentukan sifat kimia. Elektron ini disebut elektron valensi.
 7. Unsur dalam suatu jalur vertikal mempunyai struktur elektron terluar yang sama, oleh karena ini mempunyai sifat kimia yang mirip termasuk dalam satu golongan.
 8. Pada umumnya dalam satu golongan sifat unsur berubah secara teratur.
 9. Selain daripada itu ada perubahan teratur sifat kimia dalam suatu jalur horisontal dalam sistem periodik; jalur ini disebut perioda.

Tabel 1.1. Pengolongan unsur.

Nama Golongan	Konfigurasi Elektron Terluar	Lambang Golongan
Alkali	ns^1	1
Alkali tanah	ns^2	2
Transisi	$(n-1)d^1ns^2$	3
Transisi	$(n-1)d^2ns^2$	4
Transisi	$(n-1)d^3ns^2$	5
Transisi	$(n-1)d^5ns^1$	6
Transisi	$(n-1)d^5ns^2$	7
Transisi	$(n-1)d^6ns^2$	8
Transisi	$(n-1)d^7ns^2$	9
Transisi	$(n-1)d^8ns^2$	10
Transisi	$(n-1)d^{10}ns^1$	11
Transisi	$(n-1)d^{10}ns^2$	12
Boron, Aluminium	ns^2np^1	13
Karbon, Silikon	ns^2np^2	14
Nitrogen, Fosfor	ns^2np^3	15
oksigen, Belerang	ns^2np^4	16
Halogen	ns^2np^5	17
Gas mulia	ns^2np^6	18

2. Kemiripan Sifat Unsur

a. Kemiripan Vertikal

Dalam satu golongan unsur-unsur mempunyai sifat yang mirip, karena mempunyai elektron valensi yang sama.

b. Kemiripan Horisontal

Yaitu unsur-unsur yang mempunyai sifat yang mirip dalam satu perioda misalnya;

Fe, Co, Ni (triade besi)

Ru, Rh, Pd (triade platina ringan)

Os, Ir, Pt (triade platina berat)

Hal ini dapat dijelaskan dengan jari-jari atom yang hampir sama besarnya.

3. Beberapa sifat unsur

a. Volume Atom

Volume atom bergantung pada tiga faktor:

1. macam kulit terluar; makin jauh kulit terluar dari inti makin besar volume atomnya
2. tarikan kulit oleh inti; makin besar muatan inti makin kuat tarikan

3. tolakan antara elektron-elektron dalam atom; makin banyak elektron di kulit terluar, makin besar gaya tolakan dari elektron.

b. Titik Leleh dan Titik Didih

Titik leleh bergantung kepada kekuatan relatif dari ikatan. Kekuatan ikatan logam bergantung pada jumlah elektron valensi oleh karena itu kekuatan ini bertambah dari kiri ke kanan dalam satu periode. Atom-atom unsur alkali terikat dalam struktur terjejal oleh ikatan logam lemah, karena setiap atom hanya mempunyai satu elektron ikatan dan bertambah lemah jika jari-jari bertambah besar. Oleh sebab itu titik leleh berkurang dari atas ke bawah dalam satu golongan. Keperiodikan titik didih mirip dengan keperiodikan titik leleh.

c. Energi Ionisasi

Besarnya energi ionisasi dipengaruhi oleh tiga faktor yaitu: muatan inti efektif, jarak antara elektron dan inti dan, sekatan yang diberikan orbital berenergi rendah. *Energi ionisasi* adalah energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron dari atom dalam keadaan gas dan terionisasi pada tingkat dasar.

d. Afinitas Elektron

Afinitas elektron adalah energi yang dilepaskan atom bila elektron ditambahkan pada atom netral berupa gas pada tingkat dasar. Dalam satu golongan dari atas ke bawah harga afinitas elektron makin kecil sedangkan dalam satu perioda dari kiri ke kanan, afinitas elektron bertambah.

e. Jari-jari atom

Dari kiri ke kanan dalam satu perioda jari-jari makin kecil sedangkan dalam satu golongan dari atas ke bawah jari-jari makin bertambah besar. Untuk unsur logam digunakan definisi jari-jari logam sebagai setengah jarak terpendek antara dua inti dalam padatan. Untuk non logam digunakan definisi jari-jari kovalen sebagai panjang ikatan kovalen tunggal antara dua inti atom yang identik.

f. Ke-elektronegatifan

Keelektronegatifan suatu unsur adalah kemampuan relatif atomnya untuk menarik elektron kedekatnya dalam suatu ikatan kimia. Dalam satu perioda, dari kiri ke kanan harga keelektronegatifan makin besar. Dalam satu golongan, dari atas ke bawah harga keelektronegatifan makin kecil.

g. Bilangan Oksidasi

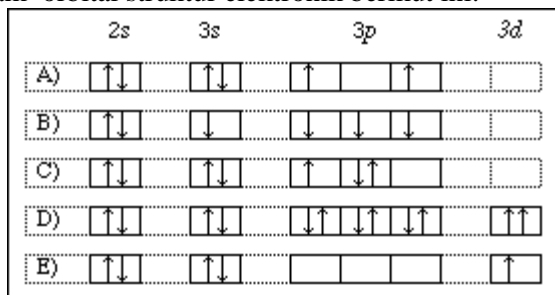
Oksidasi adalah proses kehilangan elektron. Atom netral mempunyai bilangan oksidasi (BO)=0. Contoh: Na, H₂, O₂, S₈ dll.

Ion atom positif atau negatif mempunyai bilangan oksidasi sama muatan ion.

Contoh: Na⁺, BO = +1, Mg²⁺ BO = +2, Fe³⁺ BO = +3, S²⁻ BO = -2, dll. Ditinjau bilangan oksidasi unsur unsur dapat dikelompokkan dengan berbagai cara:

1. Logam yang ionnya mempunyai konfigurasi elektron gas mulia. Misalnya: ion alkali.
2. Unsur logam yang membentuk ion positif tetapi orbital-orbital belum terisi penuh, misalnya Fe³⁺, Mn²⁺.
3. Unsur-unsur yang bukan logam dapat mempunyai bilangan oksidasi positif, jika bersenyawa dengan unsur lebih elektronegatif, misalnya P dalam PCl₃, BO(P) = +3.
4. Unsur bukan logam, dengan bilangan oksidasi negatif mempunyai konfigurasi elektron gas mulia, misalnya S²⁻, O²⁻, Cl⁻.

7. a. Tuliskan konfigurasi elektronik ion Se^{2-} dan ion Co^{3+} (nomor atom Co =27 dan Se = 34)
- b. Dari diagram orbital struktur elektronik berikut ini:



Pilih contoh mana yang menunjukkan: (pilihlah A, B, C, D atau E):

- Melanggar aturan Hund
- Melanggar prinsip pengecualian Pauli
- Diagram orbital dalam keadaan dasar
- Diagram orbital dalam keadaan tereksitasi
- Melanggar prinsip Aufbau