



KELAS

X

FASE E

MATERI STRUKTUR ATOM

Memahami susunan partikel penyusun atom sebagai dasar ilmu kimia modern.



Teori Perkembangan Atom



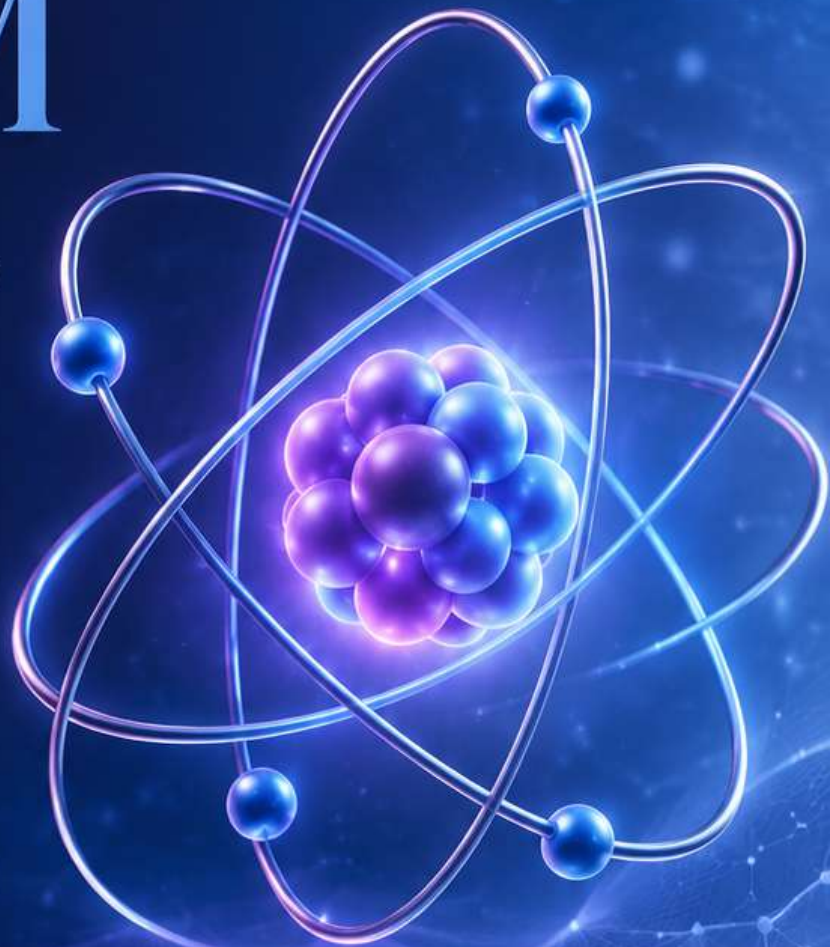
Partikel Penyusun Atom



Model Atom dan Konfigurasi Elektron



Konsep Dasar Kimia untuk Masa Depan



DISUSUN OLEH

Sunartri, S.Pd., M.Pd



$$E_n = -\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2}$$

$$\Delta E = hf$$

A. Tujuan Kegiatan Pembelajaran

Setelah mempelajari modul bagian perkembangan model atom diharapkan anda mampu:

1. Membandingkan perkembangan teori atom mulai dari teori atom Dalton hingga teori atom mekanika gelombang
2. Menjelaskan eksperimen yang mendukung penemuan elektron, inti atom, proton dan neutron
3. Menentukan notasi nuklida berdasarkan jumlah proton, elektron dan neutron
4. Membandingkan perbedaan antara isotop, isobar dan isoton
5. Menuliskan konfigurasi elektron suatu unsur
6. Menentukan letak unsur dalam tabel periodik berdasarkan konfigurasi elektron

B. Uraian Materi

1. Perkembangan Model Atom

a. Gagasan Democritus

Sekitar 400 SM, filsuf Yunani Leucippus dan Democritus mengemukakan gagasan bahwa materi tersusun atas partikel-partikel yang sangat kecil. Democritus menyatakan bahwa apabila suatu materi dibagi terus-menerus, pada akhirnya akan diperoleh partikel terkecil yang tidak dapat dibagi lagi. Partikel tersebut disebut atomos, yang berarti tidak dapat dibagi.

Menurut gagasan Democritus, atom memiliki sifat sebagai berikut:

- Atom merupakan partikel penyusun materi yang sangat kecil.
- Atom tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan.
- Atom tidak dapat dibagi menjadi bagian yang lebih kecil.
- Atom memiliki bentuk dan ukuran yang berbeda-beda.
- Atom bergerak dalam ruang kosong.

Perbedaan bentuk, ukuran, dan susunan atom menyebabkan perbedaan sifat suatu materi. Namun, gagasan Democritus pada saat itu masih bersifat filosofis dan belum didasarkan pada hasil eksperimen. Oleh karena itu, konsep atom tersebut belum dapat dibuktikan secara ilmiah. Gagasan tentang atom kemudian berkembang kembali melalui penelitian ilmiah dan menjadi dasar bagi perkembangan teori atom modern.

b. Model Atom Dalton

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

Pada abad kelima sebelum Masehi, seorang tokoh Yunani yang bernama Democritus mengungkapkan bahwa semua materi terdiri atas partikel yang sangat kecil dan tidak dapat dibagi lagi, yang dinamakan atomos (bahasa Yunani yang berarti a = tidak, tomos = dibagi). Gagasan Democritus tidak diterima oleh Plato dan Aristoteles, namun gagasan tersebut tetap bertahan. Bukti percobaan yang diperoleh pada waktu itu mendukung konsep “atomisme” dan secara bertahap menghasilkan definisi modern tentang unsur dan senyawa. Pada tahun 1808, seorang ilmuwan dan guru sekolah di Inggris bernama John Dalton, merumuskan definisi atom kembali

dengan partikel penyusun materi yang tidak dapat dibagi lagi (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Jespersen et al., 2012).

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

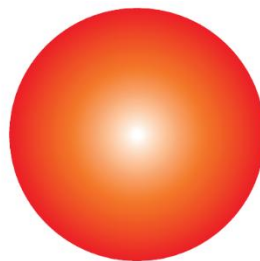
- 1) Reaksi kimia hanyalah pemisahan, penggabungan, atau penyusunan ulang atom-atom; reaksi kimia tidak mengakibatkan penciptaan atau pemusnahan atom-atom.
- 2) Senyawa tersusun atas atom-atom dari dua unsur atau lebih. Dalam setiap senyawa perbandingan antara jumlah atom dari setiap dua unsur yang ada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

Hipotesis pertama Dalton adalah cara lain untuk menyatakan hukum Lavoiser yang dikenal dengan hukum konservasi massa (*law of conservation of mass*), yaitu bahwa “materi tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan”.

Hipotesis kedua menyatakan bahwa untuk membentuk suatu senyawa, kita tidak hanya membutuhkan atom dari unsur-unsur yang sesuai, tetapi juga jumlah yang spesifik dari atom-atom ini. Gagasan ini merupakan perluasan dari suatu hukum yang dipublikasikan pada tahun 1799 oleh seorang kimiawan Perancis Josep Proust. Hukum Proust dikenal dengan hukum perbandingan tetap (*law of definite proportion*).

Hipotesis ketiga Dalton juga mendukung satu hukum penting lainnya, hukum perbandingan berganda (*law of multiple proportion*). Menurut hukum ini, “Jika dua unsur dapat bergabung membentuk lebih dari satu senyawa, maka massa-massa dari unsur yang pertama dengan suatu massa tetap dari unsur yang kedua akan berbanding sebagai bilangan bulat yang sederhana”.

Berdasarkan ketiga hipotesis diatas, kemudian Dalton menggambarkan bentuk atom sebagai berikut.



Gambar 26. Model Atom Dalton
Sumber: <https://avwe.blogspot.com>

Dalton menyatakan bahwa atom adalah partikel terkecil dari suatu materi yang tidak dapat dibagi lagi dan menggambarkan model atom seperti pada gambar di atas. Model atom Dalton juga memiliki kelemahan diantaranya sebagai berikut ini.

- 1) Dalton menyatakan bahwa atom tidak dapat dibagi lagi, kini telah dibuktikan bahwa atom terbentuk dari partikel dasar (yang lebih kecil dari atom) yakni elektron, proton dan neutron.
- 2) Menurut Dalton, atom tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan. Ternyata dengan reaksi nuklir suatu atom dapat diubah menjadi atom unsur lain.
- 3) Dalton menyatakan bahwa atom suatu unsur sama dalam segala hal. Sekarang ternyata ada isotop, yaitu atom unsur yang sama tetapi massanya berbeda.

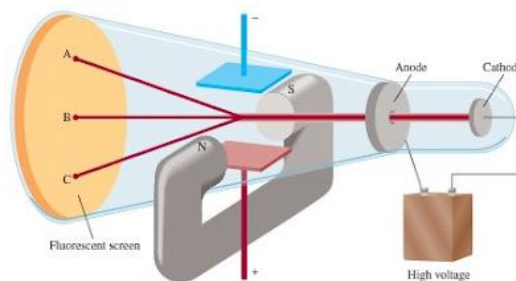
- 4) Perbandingan unsur dalam satu senyawa menurut Dalton adalah bilangan bulat sederhana. Tetapi kini semakin banyak ditemukan senyawa dengan perbandingan yang tidak sederhana, misalnya $C_{18}H_{35}O_2Na$.
- 5) Dalton tidak dapat menjelaskan bagaimana atom sebagai bola pejal dapat menghantarkan arus listrik. Padahal, listrik adalah elektron yang bergerak.

Teori atom Dalton mempunyai kelemahan. Akan tetapi, kelemahan itu merupakan tonggak sejarah dalam kemajuan ilmu kimia. Dalton melahirkan teori berdasarkan percobaan. Oleh karena itu, Dalton dikenal sebagai bapak ilmu kimia.

c. Model Atom Thomson

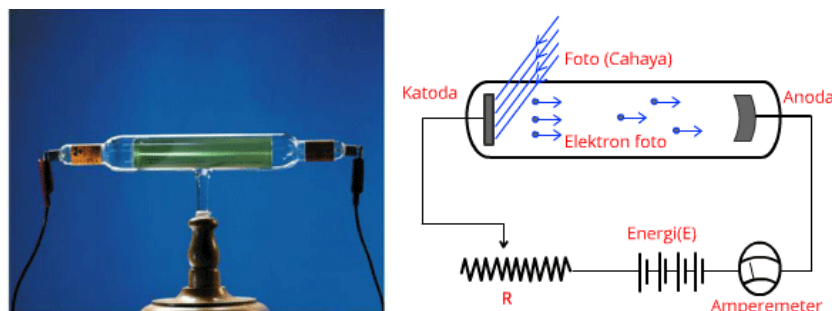
Mengapa muncul teori atom Thomson? Bagaimanakah penemuannya? Apa yang menjadi dasar munculnya teori atom Thomson?. Untuk menjawab permasalahan ini silahkan baca, pelajari, dan pahami uraian materi berikut ini!

Model atom Thomson didasarkan pada percobaan tabung sinar katoda. Ketika dua lempeng logam dihubungkan dengan sumber tegangan tinggi, lempeng yang bermuatan negatif, disebut katoda, memancarkan sinar yang tidak terlihat. Sinar katoda ini tertarik ke lempeng bermuatan positif, yang disebut anoda. Sinar itu akan melalui suatu lubang dan terus merambat menuju ujung tabung yang satunya. Ketika sinar ini menumbuk permukaan yang telah dilapisi secara khusus, sinar katoda tersebut menghasilkan pendaran yang kuat atau cahaya yang terang.



Gambar 27. Tabung Sinar Katoda
Sumber: Chang, 2011

Golstein, pada tahun 1886, membuat alat yang mirip tabung Crookes. Katoda dibuat berlubang dan diletakkan agak ke dalam. Tabung diisi gas hidrogen bertekanan rendah. Setelah dialirkan listrik menghasilkan dua macam sinar. Pertama, sinar katode (elektron) yang bergerak dari katode ke anode. Kedua, sinar yang bergerak ke katode dan sebagian masuk ke dalam lobang (saluran) sehingga disebut juga sinar saluran.

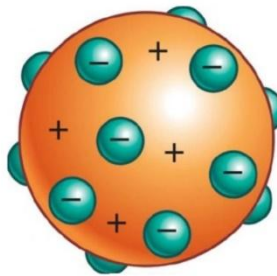


Gambar 28. Percobaan Sinar Katoda
Sumber: <https://sumber.belajar.kemdikbud.go.id>

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

Penyelidikan lebih lanjut mengenai elektron dilakukan oleh Robert A. Millikan antara tahun 1908-1917 yang dikenal dengan percobaan tetes minyak Millikan. Dari percobaan tersebut Millikan berhasil menemukan muatan setiap tetes minyak, dimana muatan-muatan minyak tersebut merupakan kelipatan dari bilangan yang sangat kecil, yaitu $1,6022 \times 10^{-19}$ C. Dengan menggunakan muatan elektron dan nilai e/m Thomson, Millikan berhasil menghitung massa elektron sebesar $9,11 \times 10^{-28}$ gram.

Dari hasil percobaan tersebut, Thomson menyimpulkan bahwa sinar katode merupakan partikel penyusun atom (partikel sub-atom) yang bermuatan negatif $1,6022 \times 10^{-19}$ C dan mempunyai massa $9,10 \times 10^{-28}$ gram, dan selanjutnya oleh Stoney diusulkan nama elektron. Berdasarkan penalaran seperti ini, akhirnya Thomson (1898) merumuskan teori yang disebut model atom Thomson "Atom merupakan sebuah bola kecil bermuatan positif dan dipermukaannya tersebar elektron yang bermuatan negatif". Model atom Thomson digambarkan sebagai berikut.



Gambar 29. Model Atom Thomson
Sumber: <https://4.bp.blogspot.com>

Akan tetapi sayangnya Thomson juga memiliki kelemahan, yaitu.

- 1) Tidak dapat menjelaskan muatan positif dan negatif dalam atom
- 2) Tidak adanya lintasan elektron dan tingkat energi

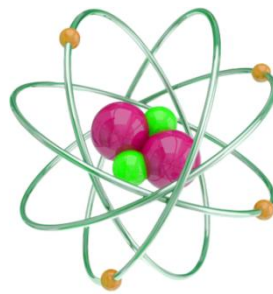
d. Model Atom Rutherford

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

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

memuaskan. Akan tetapi hal ini tidak terlepas dari penemuan lainnya, seperti sinar radioaktif

Rutherford menjelaskan, bahwa partikel alfa banyak yang dapat menembus lempeng emas disebabkan oleh atom yang mengandung banyak ruang hampa. Sinar alfa akan membelok bila mendekati inti (nucleus), karena saling tolak menolak. Kejadian ini sedikit jumlahnya karena ukuran inti atom sangat kecil dibandingkan dengan ruang hampunya. Jika ada partikel alfa yang menabrak inti, maka sinar alfa akan memantul walaupun tidak 180° . Tumbukan langsung ini sangat kecil kemungkinannya, maka jumlah sinar alfa yang memantul kecil sekali. Elektron tidak mempengaruhi arah sinar alfa karena elektron sangat kecil dan ringan. Partikel-partikel bermuatan positif dalam atom disebut proton dengan massa $1,67262 \times 10^{-24}$. Berdasarkan percobaan tersebut Rutherford merumuskan teori atom yang disebut model atom Rutherford "atom terdiri dari inti yang bermuatan positif yang merupakan terpusatnya massa. Di sekitar inti terdapat elektron yang bergerak mengelilinginya dalam ruang hampa.



Gambar 30. Model atom Rutherford

Sumber: <https://www.pngdownload.id/png-evtrcp/download.html>

Jika elektron bergerak mengelilingi inti apakah energi akan berkurang? Bagaimanakah energi yang dimaksud? Inilah yang tidak dapat dijelaskan oleh Rutherford mengapa elektron tidak jatuh ke dalam inti atom?

e. Model Atom Bohr

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

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

- 1) Atom terdiri atas inti bermuatan positif.
- 2) Elektron bergerak mengelilingi inti atom dalam lintasan atau orbit tertentu.
- 3) Lintasan yang diperlukan adalah lintasan dimana momentum sudut elektron merupakan kelipatan dari $\frac{h}{2\pi}$ dengan h adalah tetapan Planck. Lintasan ini disebut "lintasan kuantum".
- 4) Karena momentum sudut elektron (massa = m) yang bergerak dengan kecepatan v dengan jari-jari r adalah $m v r$ maka, $m v r = n \frac{h}{2\pi}$ ($n = 1, 2, 3, \dots$)

- 5) Bila elektron bergerak dalam salah satu lintasan kuantumnya, maka elektron tidak akan memancarkan energi. Elektron dalam lintasan ini berada dalam keadaan stasioner atau dalam tingkat energi tertentu.
- 6) Bila elektron pindah dari tingkat energi E_1 ke tingkat energi E_2 yang lebih rendah, maka akan terjadi radiasi energi sebanyak, $E_1 - E_2 = h \nu$

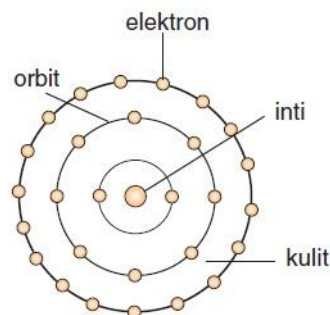
Pada saat elektron berpindah pada satu orbit ke orbit yang lain memancarkan spektrum (energi yang ditangkap layar), dimana warna menggambarkan penyerapan energi. Besarnya energi yang dipancarkan tergantung pada panjang gelombangnya. Menurut Max Planck, terdapat hubungan antara panjang gelombang dengan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

Max Planck memberi nama paket gelombang terkecil yang dapat diterima oleh suatu atom dengan " kuantum ". Oleh karena itu, teori dari Max Planck ini disebut dengan teori mekanika kuantum. Besarnya energi kuantum ini oleh Planck dinyatakan sebagai berikut:

$$E = hf \text{ atau } E = hc/\lambda$$

Keterangan: E = energi radiasi (J), m = massa materi, c = kecepatan cahaya,
 f = frekuensi (s), λ = panjang gelombang, h = tetapan Planck ($6,63 \times 10^{-34}$ Js)

Dari uraian di atas maka dapat digambarkan model atom Bohr sebagai berikut.



Gambar 31. Model Atom Bohr
 Sumber: <http://1.bp.blogspot.com>

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

f. Model Atom Mekanika Gelombang

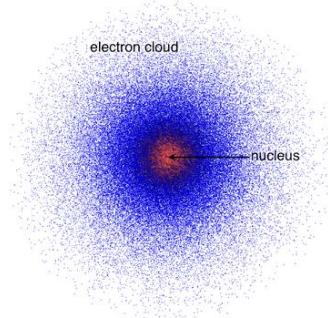
Teori atom Bohr memiliki beberapa kekurangan, salah satunya teori atom Bohr tidak dapat menjelaskan spektrum pancar atom-atom yang mengandung lebih dari

satu elektron, seperti Helium dan Litium. Bohr juga tidak dapat menjelaskan munculnya garis-garis tambahan dalam spektrum pancar hidrogen bila diberi medan magnet. Kekurangan lain muncul akibat penemuan bahwa elektron adalah seperti gelombang. Teori Atom Bohr tidak menentukan posisi gelombang secara tepat karena gelombang menyebar di dalam ruang. Di sisi lain, Bohr juga telah memberikan pemahaman tentang atom dan saran bahwa energi elektron dalam atom terkuantisasi belum terkalahkan. Namun teorinya tidak menyediakan deskripsi yang lengkap tentang perilaku elektron dalam atom. Penentuan posisi partikel sub atomik yang seperti gelombang, fisikawan Jerman Werner Heisenberg merumuskan prinsip ketidakpastian Heisenberg.

Materi dapat bersifat sebagai partikel, dan sekaligus mempunyai sifat sebagai gelombang. Jadi, menurut Louis de Broglie (1924), elektron dalam atom memiliki sifat partikel dan sifat gelombang sehingga elektron mempunyai sifat dualistik. Erwin Schrodinger (1927) menggunakan perhitungan matematika untuk menjelaskan pola gelombang partikel yang bergerak, yang dikenal dengan persamaan gelombang yang melibatkan perilaku partikel dan perilaku gelombang dari elektron. Fungsi gelombang ini mendeskripsikan bentuk ruang dan energi yang dimungkinkan dari gerakan elektron dalam atom. Bentuk ruang dan energi dari gerakan elektron ini yang dinamakan orbital. Menurut mekanika gelombang orbital merupakan tingkat energi dari suatu ruang yang mempunyai peluang terbesar (kebolehjadian terbesar) untuk menemukan elektron disekitar inti atom. Teori mekanika gelombang digunakan untuk menjelaskan sifat atom dan molekul.

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

Model atom mekanika gelombang yaitu elektron berputar mengelilingi inti atom membentuk gelombang, bukan berupa garis lingkaran seperti yang dikemukakan oleh Bohr. Akibatnya kedudukan elektron disekitar inti tidak diketahui dengan pasti, yang diketahui hanya daerah kebolehjadian atau orbital. Dengan demikian, ada ketidakpastian tentang letak dan kecepatan elektron tersebut.



Gambar 32. Model Atom Mekanika Gelombang

Sumber: <https://www.zenius.net/blog/kupas-tuntas-materi-mekanika-kuantum>

2. Partikel Dasar Penyusun Atom

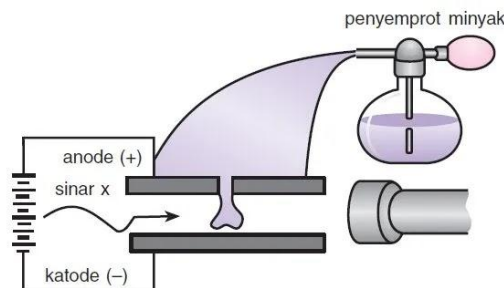
Partikel materi adalah bagian terkecil dari suatu materi. Setiap materi mengandung partikel-partikel kecil yang menyusun zat tersebut yang dapat berupa atom, ion dan molekul. Setiap zat yang berbeda disusun oleh partikel-partikel terkecil yang berbeda pula. Berdasarkan perkembangan teori atom yang sudah anda pelajari sebelumnya, dapat disimpulkan bahwa di dalam atom terdapat inti atom dan partikel-partikel yang menyusunnya. Partikel – partikel tersebut antara lain; elektron, proton dan neutron.

Berdasarkan percobaan tabung sinar katoda oleh Crookes bahwa atom mengandung partikel bermuatan negatif yang disebut **elektron**. Kemudian percobaan Golstein menunjukkan bahwa dalam atom terdapat partikel bermuatan positif yang besar muatannya bergantung pada jenis unsur. Muatan positif terkecil adalah dalam atom hidrogen yang kemudian disebut **proton** yang besar muatannya sama dengan muatan negatif elektron dengan tanda berlawanan. Muatan inti unsur yang lain selalu merupakan kelipatan muatan proton. Ini menunjukkan bahwa muatan positif atom bergantung pada jumlah proton yang dikandungnya. Berdasarkan itu lahirlah teori atom yang dikemukakan oleh Thomson, yaitu atom terdiri dari partikel bermuatan positif yang di permukaannya bertaburan elektron.

Geiger dan Marsden melewatkan sinar alfa (bermuatan positif) pada lempeng tipis logam, ternyata sebagian besar tembus, sebagian kecil membelok dan sedikit sekali membelok. Fakta ini dijadikan dasar oleh Rutherford mengemukakan suatu teori yang menyatakan atom terdiri dari inti bermuatan positif dan di ruang hampa terdapat elektron yang mengelilingi inti tersebut. Kemudian Rutherford menduga bahwa dalam inti tidak hanya mengandung proton tetapi juga **neutron**, yaitu partikel yang tidak bermuatan tetapi massanya sama dengan proton.

a. Penemuan Elektron

Hasil percobaan J.J. Thomson menunjukkan bahwa sinar katoda dapat dibelokkan ke arah kutub positif medan listrik. Hal ini membuktikan terdapat partikel bermuatan negatif dalam suatu atom. Besarnya muatan dalam elektron ditemukan oleh Robert Andrew Milikan (1908) melalui percobaan tetes minyak Milikan seperti gambar berikut.



Gambar 33. Percobaan tetes Minyak Milikan

Sumber: <https://safe.epanrita.com>

Minyak disemprotkan ke dalam tabung yang bermuatan listrik. Akibat gaya tarik gravitasi akan mengendapkan tetesan minyak yang turun. Apabila tetesan minyak diberi muatan negatif maka akan tertarik ke kutub positif medan listrik. Dari hasil percobaan Milikan dan Thomson diperoleh muatan elektron -1 dan massa elektron 0 , sehingga elektron dapat dilambangkan ${}_{-1}^0e$. Dengan diketahuinya muatan elektron, maka massanya dapat dihitung sebagai berikut ini.

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

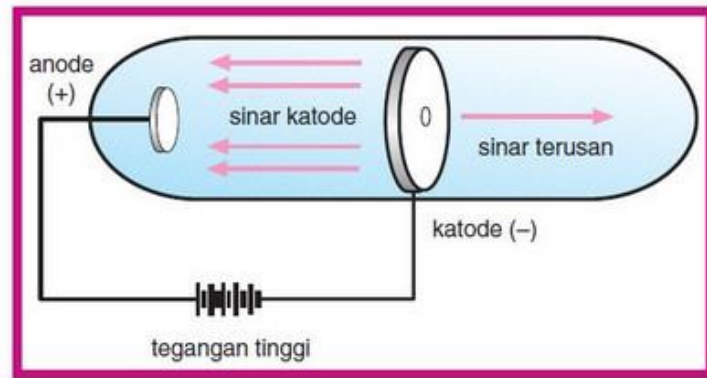
$$e = 1,6022 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}$$

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

b. Penemuan Proton

Jika massa elektron 0 berarti suatu partikel tidak mempunyai massa. Namun pada kenyataannya partikel materi mempunyai massa yang dapat diukur dan atom bersifat netral. Bagaimana mungkin atom itu bersifat netral dan mempunyai massa, jika hanya ada elektron saja dalam atom? Eugene

Goldstein (1886) melakukan eksperimen dari tabung gas yang memiliki katoda, yang diberi lubang - lubang dan diberi muatan listrik.



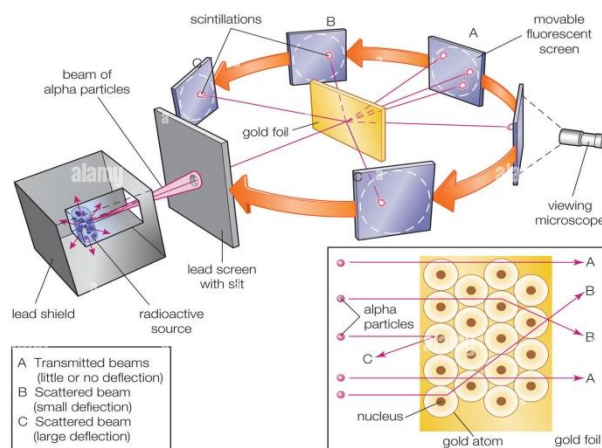
Gambar 34. Percobaan Goldstein

Sumber: <https://i2.wp.com>

Hasil eksperimen tersebut membuktikan bahwa pada saat terbentuk elektron yang menuju anoda, terbentuk pula sinar positif yang menuju arah berlawanan melewati lubang pada katode. Setelah berbagai gas dicoba dalam tabung ini, ternyata gas hidrogenlah yang menghasilkan sinar muatan positif yang paling kecil baik massa maupun muatannya, sehingga partikel ini disebut dengan proton. Massa proton = $1,6726 \times 10^{-24}$ gram atau 1 sma (satuan massa atom) dan muatan proton = $+1,6 \times 10^{-19}$ Coulomb atau +1 yang dilambangkan $1p$.

c. Penemuan Inti Atom

Setelah penemuan proton dan elektron, Ernest Rutherford melakukan penelitian penembakan lempeng tipis emas. Jika atom terdiri dari partikel yang bermuatan positif dan negatif maka sinar alfa yang ditembakkan seharusnya tidak ada yang diteruskan/menembus lempeng sehingga muncullah istilah inti atom. Ernest Rutherford dibantu oleh Hans Geiger dan Ernest Marsden (1911) menemukan konsep inti atom didukung oleh penemuan sinar X oleh WC. Rontgen (1895) dan penemuan zat radioaktif (1896). Percobaan Rutherford dapat digambarkan sebagai berikut.



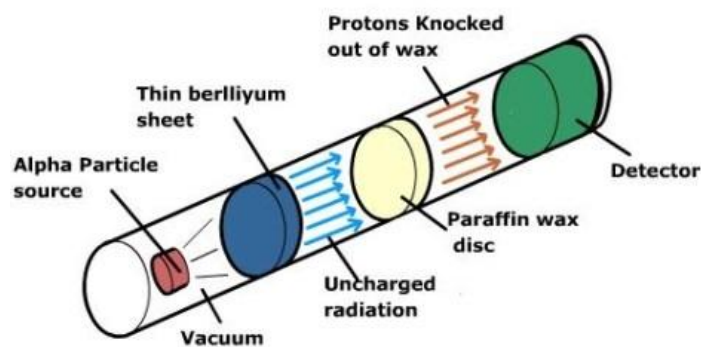
Gambar 35. Percobaan Ernest Rutherford

Sumber: <https://www.alamy.com>

Percobaan Rutherford, hamburan sinar alfa oleh lempeng emas. Hasil percobaan ini membuat Rutherford menyatakan hipotesisnya bahwa atom tersusun dari inti atom yang bermuatan positif dan dikelilingi elektron yang bermuatan negatif, sehingga atom bersifat netral. Massa inti atom tidak seimbang dengan massa proton yang ada dalam inti atom, sehingga dapat diprediksi bahwa ada partikel lain dalam inti atom.

d. Penemuan Neutron

Prediksi dari Rutherford memacu W. Bothe dan H. Becker (1930) melakukan eksperimen penembakan partikel alfa pada inti atom berilium (Be) dan dihasilkan radiasi partikel berdaya tembus tinggi. Eksperimen ini dilanjutkan oleh James Chadwick (1932). Perhatikan percobaan James Chadwick berikut.

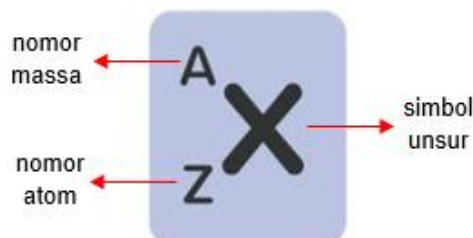


Gambar 36. Percobaan James Chadwick

Sumber: <https://bisakimia.com>

Chadwick memborbardir lembaran tipis berilium dan mengamati bahwa berilium yang ditembak dengan partikel α memancarkan suatu partikel yang mempunyai daya tembus yang sangat tinggi dan tidak dipengaruhi oleh medan magnet maupun medan listrik. Partikel ini bersifat netral atau tidak bermuatan. Partikel ini mempunyai massa $1,6749544 \times 10^{-24}$ gram atau 1 sma. Partikel ini kemudian diberi nama neutron dan dilambangkan dengan 1_0n .

3. Notasi Atom



a. Nomor Atom

Semua atom dapat diidentifikasi berdasarkan jumlah proton dan neutron yang dikandungnya. **Nomor atom** menunjukkan jumlah muatan positif dalam inti (jumlah proton). menurut Henry Moseley (1887-1915) jumlah muatan positif setiap unsur bersifat karakteristik. Jadi unsur yang berbeda akan mempunyai nomor atom yang berbeda. untuk jumlah muatan positif (nomor atom) diberi lambang Z. Jika atom bersifat netral maka jumlah muatan positif (proton) sama dengan jumlah muatan negatif (elektron), jadi nomor atom = jumlah

proton = jumlah elektron. $Z = n_p = n_e$, dimana n = Jumlah. Jika atom membentuk ion maka Z tidak sama dengan n_e .

Ion adalah atom yang bermuatan karena kekurangan elektron (ion positif) atau kelebihan elektron (ion negatif).

X^{n-} = Ion negatif dengan muatan $-n$

X^{n+} = Ion positif dengan muatan $+n$

b. Nomor Massa

Nomor massa (mass number) (A) adalah jumlah total neutron dan proton yang ada dalam inti atom suatu unsur. Kecuali untuk bentuk paling umum dari hidrogen yang mempunyai satu proton dan tidak mempunyai neutron, semua inti atom mengandung proton maupun neutron. Secara umum, nomor massa ditentukan oleh jumlah proton + jumlah neutron/nomor atom + jumlah neutron. Jumlah neutron dalam suatu atom sama dengan selisih antara nomor massa dan nomor atom, atau ($A - Z$). Misalnya, nomor massa fluorin adalah 19, dan nomor atomnya adalah 9 (menunjukkan 9 proton dalam inti). Jadi, jumlah neutron dalam satu atom fluorin adalah $19 - 9 = 10$. Perhatikan bahwa ketiga kuantitas (nomor atom, jumlah neutron, dan nomor massa) harus berupa bilangan bulat positif. Massa atom merupakan massa dari seluruh partikel penyusun atom. Oleh karena sangat kecil, maka massa elektron dapat diabaikan sehingga massa atom dianggap merupakan jumlah massa proton dan neutron saja. Jumlah proton dan neutron selanjutnya disebut sebagai nomor massa dari suatu atom.

Dari uraian diatas, maka dapat dibuat rumus sebagai berikut.

$$A = Z + n$$

$$n = A - Z$$

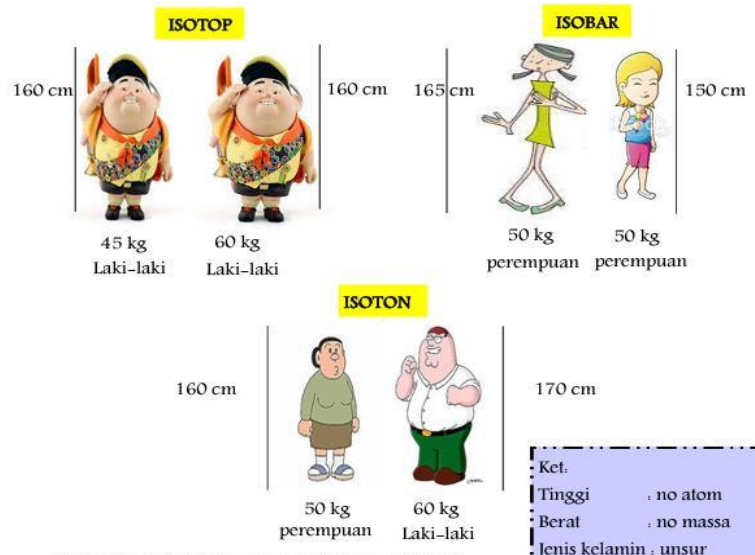
Keterangan: A = Nomor massa

n = Jumlah Neutron

Contoh

${}_{11}^{23}\text{Na}^{+}$ Proton = 11 Elektron = $11 - 1 = 10$ Neutron = $23 - 11 = 12$	${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$ Proton = 16 Elektron = $16 + 2 = 18$ Neutron = $32 - 16 = 16$	${}_{35}^{80}\text{Br}$ Proton = 35 Elektron = 35 Neutron = $80 - 35 = 45$
--	--	---

c. Isotop, Isobar, dan Isoton



Gambar 37. Ilustrasi isotop, Isobar, dan isoton

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

1). Isotop

Dalam kebanyakan kasus, atom-atom dari suatu unsur tertentu tidak semuanya bermassa sama. Atom-atom yang memiliki nomor atom yang sama namun memiliki nomor massa yang berbeda disebut dengan **isotop**. Dengan kata lain sebuah unsur yang memiliki jumlah proton dan elektron sama dapat memiliki jumlah neutron yang berbeda, itulah yang dinamakan dengan isotop.

Contoh

Hidrogen mempunyai isotop ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ (deuterium), ${}^3_1\text{H}$ (tritium)

Oksigen mempunyai isotop ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$

Karbon mempunyai isotop ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$

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



Isotop pertama digunakan dalam reaktor nuklir dan bom atom, sedangkan isotop kedua tidak memiliki sifat-sifat yang diperlukan untuk kedua aplikasi di atas. Untuk hidrogen, isotop unsur-unsur diidentifikasi berdasarkan nomor massanya. Kedua isotop ini disebut uranium-235 dan uranium-238. Sifat-sifat kimia suatu unsur ditentukan terutama oleh proton dan elektron dalam atomnya;

neutron tidak ikut serta dalam perubahan kimia pada keadaan normal. Isotop-isotop dari unsur yang sama mempunyai sifat-sifat kimia yang sama, membentuk jenis senyawa yang sama, dan menunjukkan kereaktifan yang serupa.

2). Isobar

Isobar adalah unsur dengan nomor atom yang berbeda namun memiliki nomor massa yang sama.

Natrium dan Magnesium dapat mempunyai nomor massa yang sama yaitu ${}_{11}^{24}\text{Na}$

dan ${}_{12}^{24}\text{Mg}$

Hidrogen dan Helium dapat mempunyai nomor massa yang sama yaitu ${}^3_1\text{H}$ dan

${}^3_2\text{He}$

Karbon dan Nitrogen dapat mempunyai nomor massa yang sama yaitu ${}^{14}_6\text{C}$ dan

${}^{14}_7\text{N}$

3). Isoton

Isoton adalah unsur - unsur berbeda namun memiliki jumlah neutron yang sama.

Hidrogen ${}^2_1\text{H}$ dan Helium ${}^3_2\text{He}$ mempunyai jumlah neutron sama yaitu 1.

Argon ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ dan Kalsium ${}^{42}_{20}\text{Ca}$ mempunyai jumlah neutron sama yaitu 22.

Nitrogen ${}^{14}_7\text{N}$ dan Karbon ${}^{13}_6\text{C}$ mempunyai jumlah neutron sama yaitu 7.

Natrium ${}^{23}_{11}\text{Na}$ dan Magnesium ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ mempunyai jumlah neutron sama yaitu 12.

4). Isoelektron

Untuk memahami pengertian isoelektron coba diperhatikan contoh berikut ini!

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

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

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

Berdasarkan contoh di atas terlihat ${}^9\text{F}^-$, ${}^7\text{N}^{3-}$, ${}^8\text{O}^{2-}$ dan ${}^{10}\text{Ne}$ mempunyai 10 elektron.

Ion-ion dan unsur (${}^9\text{F}^-$, ${}^7\text{N}^{3-}$, ${}^8\text{O}^{2-}$ dan ${}^{10}\text{Ne}$) tersebut merupakan isoelektron, karena memiliki jumlah elektron sama, yaitu 10 elektron. Untuk lebih memahami perbedaan isotop, isobar, isoton, dan isoelektron simaklah video berikut <https://www.youtube.com/watch?v=xjDXExzkS38>.

4. Konfigurasi Elektron

Atom tersusun atas partikel penyusun atom yaitu proton, neutron, dan elektron. Proton dan neutron terletak pada inti atom, sedangkan elektron bergerak mengelilingi inti pada lintasan tertentu. Konfigurasi elektron menggambarkan penyebaran atau susunan elektron dalam lintasan tersebut.

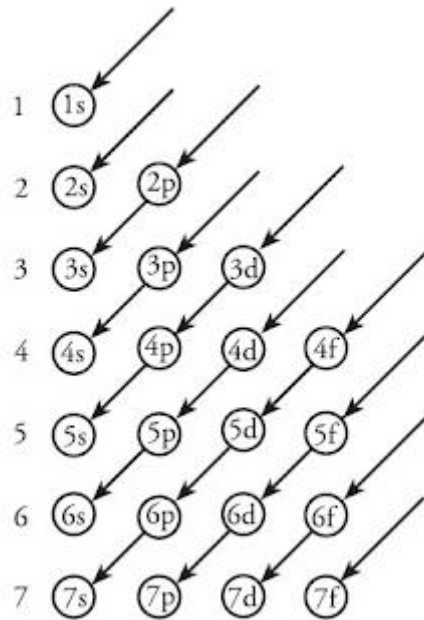
Konfigurasi elektron dalam atom harus memperhatikan aturan aturan sebagai berikut:

1. Prinsip Aufbau

Pengisian elektron dimulai dari subkulit dengan energi terendah ke subkulit dengan energi lebih tinggi.

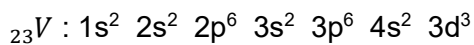
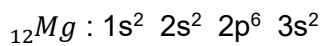
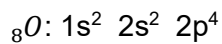
Terdapat empat macam subkulit dalam atom, yaitu sub kulit s, p, d, dan f. Jumlah elektron maksimum pada subkulit tersebut tidak sama. Sub kulit s maksimal menampung 2 elektron, sub kulit p maksimal 6 elektron, sub kulit d maksimal 10 elektron, dan sub kulit f maksimal 14 elektron.

Sub kulit dengan tingkat energi terendah adalah sub kulit 1s, selanjutnya 2s, 2p, dan seterusnya sesuai dengan urutan berikut:



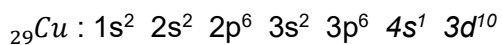
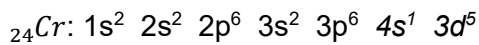
Secara horizontal dapat dituliskan menjadi: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s dan seterusnya sesuai urutan anak panah.

Contoh:



Perlu diperhatikan perkecualian untuk sub kulit d. Sub kulit d stabil jika terisi penuh (10 e) atau setengah penuh (5e)

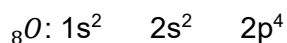
Contoh:



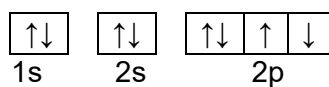
2. Aturan Hund

Pengisian elektron ke dalam orbital harus mengikuti aturan Hund, yaitu elektron menempati orbital yang kosong baru kemudian berpasangan.

Contoh:



Adalah :



Bukan:



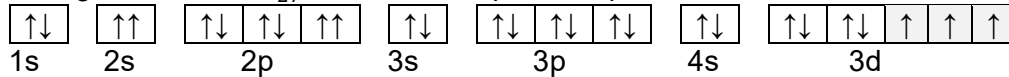
1s 2s 2p

Contoh :

Buatlah konfigurasi elektron dari $_{27}\text{Co}$ kemudian tentukan berapa elektron yang tidak berpasangan

Jawab:

Konfigurasi elektron $_{27}\text{Co}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$



Dari konfigurasi elektron tersebut dapat dilihat terdapat 3 elektron yang tidak berpasangan yaitu pada sub kulit 3d

3. Larangan Pauli

Tidak ada dua elektron yang mempunyai keempat bilangan kuantum sama. Dua elektron dalam satu orbital yang mempunyai bilangan kuantum n , l , dan m yang sama maka bilangan kuantum s nya berbeda.

Elektron yang digambarkan $\uparrow$: $s = +\frac{1}{2}$ sedangkan yang digambarkan sebagai $\downarrow$: $s = -\frac{1}{2}$.

Menentukan Letak Unsur dalam Tabel Periodik berdasarkan Konfigurasi Elektron

Unsur- unsur dalam satu golongan mempunyai sifat fisika dan sifat kimia yang sama (mirip). Kemiripan tersebut dapat dilihat dari susunan konfigurasi elektronnya. Unsur-unsur golongan IA mempunyai kemiripan konfigurasi elektronnya yakni memiliki konfigurasi elektron pada sub kulit terakhirnya berisi 1 elektron (ns^1). Elektron ini adalah elektron valensi. Elektron valensi adalah elektron yang menempati kulit terluar suatu atom. Jadi, dari konfigurasi elektron dapat diketahui manakah unsur unsur yang mempunyai kemiripan sifat dan terletak dalam satu golongan yang sama.

Pola konfigurasi elektron dari masing masing golongan dalam tabel periodik unsur adalah sebagai berikut:

1. Golongan A (Utama)
 - Golongan IA berakhir pada ns^1
 - Golongan IIA berakhir pada ns^2
 - Golongan IIIA berakhir pada $ns^2 np^1$
 - Golongan IVA berakhir pada $ns^2 np^2$
 - Golongan VA berakhir pada $ns^2 np^3$
 - Golongan VIA berakhir pada $ns^2 np^4$
 - Golongan VII A berakhir pada $ns^2 np^5$
 - Golongan VIIIA berakhir pada $ns^2 np^6$
2. Golongan B (Transisi)
 - Golongan IB berakhir pada $ns^1 (n-1)d^{10}$
 - Golongan IIB berakhir pada $ns^2 (n-1)d^{10}$
 - Golongan IIIB berakhir pada $ns^2 (n-1)d^1$
 - Golongan IVB berakhir pada $ns^2 (n-1)d^2$
 - Golongan VB berakhir pada $ns^2 (n-1)d^3$
 - Golongan VIB berakhir pada $ns^1 (n-1)d^5$
 - Golongan VIIB berakhir pada $ns^2 (n-1)d^5$
 - Golongan VIIIB berakhir pada $ns^2 (n-1)d^{6-8}$

Sedangkan untuk menentukan suatu unsur terletak pada periode ke berapa dalam tabel periodik unsur adalah dengan melihat no kulit tertinggi yang terisi elektron

Contoh

Tentukan letak unsur berikut

1. $_{11}\text{Na}$
2. $_{17}\text{Cl}$
3. $_{21}\text{Sc}$ dalam Tabel periodik unsur

Jawab:

1. $_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Karena konfigurasi elektronnya berakhir pada $3s^1$ maka terletak pada golongan IA, dan karena nomor kulit tertinggi adalah 3 maka terletak pada periode ke-3

2. $_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Karena konfigurasi elektronnya berakhir pada $3p^5$ maka unsur Cl terletak pada golongan VIA dan karena nomor kulit tertinggi yang terisi elektron adalah 3 maka unsur Cl terletak pada periode ke-3

3. $_{21}\text{Sc}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

Karena konfigurasi elektronnya berakhir pada $4s^2 3d^1$ maka unsur Sc terletak pada golongan IIIB dan karena nomor kulit tertinggi yang terisi elektron adalah 4 maka unsur Sc terletak pada periode ke-4

PENYEDERHANAAN KONFIGURASI ELEKTRON

Penulisan konfigurasi elektron dapat disederhanakan dengan menggantikan konfigurasi elektron pada kulit yang lebih dalam dengan lambang unsur gas mulia yang sesuai. Sebagai contoh, konfigurasi elektron $_{12}\text{Mg}$; $_{26}\text{Fe}$; dan $_{37}\text{Rb}$ dapat ditulis secara sederhana sebagai berikut:

$_{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ dapat disederhanakan menjadi $[_{10}\text{Ne}] 3s^1$

$_{26}\text{Fe}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ dapat disederhanakan menjadi $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^6$

$_{37}\text{Rb}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ dapat disederhanakan menjadi $[_{36}\text{Kr}] 5s^1$

KONFIGURASI ELEKTRON ION

Unsur dapat melepas atau menyerap elektron dalam mencapai kestabilannya. Unsur yang melepas elektron akan membentuk ion positif, sedangkan unsur yang menyerap elektron akan membentuk ion negatif. Untuk konfigurasi elektron ion positif, maka elektron yang dilepas adalah dari kulit paling luar demikian pula untuk ion negatif konfigurasi elektron yang ditambah adalah pada sub kulit yang paling tinggi energinya. Sebagai contoh, konfigurasi elektron dari $_{11}\text{Na}^+$ dan $_{8}\text{O}^{2-}$ adalah sebagai berikut:

$_{11}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$ karena elektronnya telah terlepas 1 sehingga tinggal 10 elektron

${}_8O^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6$ karena elektronnya bertambah 2 sehingga menjadi 10 elektron

C. Rangkuman

1. Dalton menyatakan bahwa atom merupakan partikel terkecil dari suatu materi yang tidak dapat dibagi lagi.
2. Thomson menyatakan bahwa atom merupakan sebuah bola kecil bermuatan positif dan dipermukaannya tersebar elektron yang bermuatan negatif.
3. Rutherford menyatakan bahwa atom terdiri dari inti yang bermuatan positif yang merupakan terpusatnya massa dan disekitar inti terdapat elektron yang bergerak mengelilinginya dalam ruang hampa.
4. Niels Bohr menyatakan bahwa elektron mengitari inti berada pada orbit (lintasan) tertentu dan tingkat energi tertentu seperti halnya bulan mengitari matahari.
5. Model atom mekanika gelombang yaitu elektron berputar mengelilingi inti atom membentuk gelombang, bukan berupa garis lingkaran seperti yang dikemukakan oleh Bohr. Akibatnya kedudukan elektron disekitar inti tidak diketahui dengan pasti, yang diketahui hanya daerah kebolehjadian atau orbital.
6. Atom mempunyai ukuran sangat kecil sehingga tidak dapat dilihat walaupun dengan mikroskop. Akan tetapi sifat atom dapat dipelajari dari gejala yang timbul bila diberi medan listrik, medan magnet, atau cahaya. Dari gejala tersebut telah dibuktikan bahwa atom terdiri atas inti atom yang bermuatan positif karena didalamnya terdapat proton, dan neutron serta elektron yang mengelilingi inti atom yang disebut partikel dasar penyusun atom. Hal ini didukung oleh:
 - a. Penemuan Elektron dilakukan oleh J.J Thomson dengan percobaan Tabung Sinar Katoda.
 - b. Penemuan adanya inti atom dilakukan oleh Rutherford melalui percobaan Penembakan lempeng tipis logam dengan sinar alfa.
 - c. Penemuan Proton dilakukan oleh Goldstein dengan percobaan Tabung Sinar Terusan.
 - d. Penemuan Neutron dilakukan oleh James Chadwick dengan percobaan penembakan sinar alfa pada Berelium (Be).
7. Semua atom dapat diidentifikasi berdasarkan jumlah proton dan neutron yang dikandungnya.
 - a. Nomor atom menunjukkan jumlah muatan positif dalam inti (jumlah proton).
 - b. Nomor massa (mass number) adalah jumlah total neutron dan proton yang ada dalam inti atom suatu unsur
8. Dalam kebanyakan kasus, atom-atom dari suatu unsur tertentu tidak semuanya bermassa sama, maka muncul apa yang dinamakan isotop, isobar, isoton, dan isoelektron.
 - a. Isotop adalah Atom-atom yang memiliki nomor atom yang sama namun memiliki nomor massa yang berbeda.
 - b. Isobar adalah unsur dengan nomor atom yang berbeda namun memiliki nomor massa yang sama.

- c. Isoton adalah unsur - unsur berbeda namun memiliki jumlah neutron yang sama.
 - d. Isoelektron adalah unsur –unsur yang memiliki jumlah elektron yang sama.
9. Penulisan konfigurasi elektron mengikuti aturan aturan: Prinsip Aufbau, Aturan Hund, dan Larangan Pauli
 10. Atom atom dalam satu golongan yang sama mempunyai sifat yang mirip dan pola konfigurasi elektron terluar yang sama
 11. Letak unsur dalam tabel periodik unsur dapat ditentukan melalui konfigurasi elektronnya.
 12. Elektron valensi adalah elektron yang terletak pada kulit terluar suatu unsur
 13. Letak golongan dari suatu unsur ditentukan dengan melihat pola konfigurasi elektron terakhirnya, sedangkan letak pereodenya ditentukan oleh nomor kulit tertinggi yang terisi elektron
 14. Penulisan konfigurasi elektron dapat disederhanakan dengan menuliskan konfigurasi elektron pada kulit atom yang lebih dalam dengan lambang unsur gas mulia yang sesuai