**Teori Atom Modern, Bentuk Orbital, Konfigurasi Elektron, Bilangan Kuantum**

[**Teori Atom Modern**](http://perpustakaancyber.blogspot.com/2013/01/teori-atom-modern-bentuk-orbital-konfigurasi-elektron-bentuk-orbital.html), Bentuk Orbital, Konfigurasi Elektron, Bilangan Kuantum - Hukum-hukum mekanika klasik seperti Hukum Newton dapat menjelaskan materi berukuran makro dengan akurat. Akan tetapi, hukum tersebut tidak mampu menjelaskan gejala yang ditimbulkan oleh materi berukuran mikro, seperti elektron, atom, atau molekul. Materi berukuran mikro hanya dapat dijelaskan dengan teori mekanika kuantum. Teori atom berdasarkan mekanika kuantum dirumuskan oleh  Werner Heisenberg dan Erwin Schrodinger. Selain itu, sumbangan pemikiran terhadap teori ini diberikan juga oleh  Paul Dirac,  Max Born, dan  Pauli. Keunggulan teori atom mekanika kuantum dapat menjelaskan materi berskala mikro seperti elektron dalam atom sehingga penyusunan (keberadaan) elektron dalam atom dapat digambarkan melalui penulisan konfigurasi elektron dan diagram orbital. Bagaimanakah menuliskan konfigurasi elektron dan diagram orbital? Bagaimanakah menentukan letak unsur dalam sistem periodik? Anda akan mengetahui jawabannya setelah menyimak bab ini.

**A. Teori Atom Modern**

Teori atom Bohr cukup berhasil dalam menjelaskan gejala spektrum atom hidrogen, bahkan dapat menentukan jari-jari atom hidrogen dan tingkat energi atom hidrogen pada keadaan dasar berdasarkan postulat momentum sudut elektron. Seiring dengan perkembangan ilmu pengetahuan, ditemukan fakta-fakta baru yang menunjukkan adanya kelemahan pada teori atom Bohr. Oleh karena itu, dikembangkan teori atom mekanika kuantum.

**1. Teori Atom Bohr**

Sebagaimana telah Anda ketahui, teori atom Bohr didasarkan pada empat postulat sebagai berikut.

a. Elektron-elektron dalam mengelilingi inti atom berada pada tingkat-tingkat energi atau orbit tertentu. Tingkat-tingkat energi ini dilambangkan dengan n=1, n=2, n=3, dan seterusnya. Bilangan bulat ini dinamakan bilangan kuantum (perhatikan  Gambar 1.).

|  |
| --- |
| [elektron](http://1.bp.blogspot.com/-yVUiIIsZlbU/UP4jDVfabLI/AAAAAAAAMQs/rm13X0-Pofw/s1600/elektron-tingkat-energi-emisi-cahaya-spektrum.jpg) |
| Gambar 1. Menurut Bohr, elektron berada pada tingkat energi tertentu. Jika elektron turun ke tingkat energi yang lebih rendah, akan disertai emisi cahaya dengan spketrum yang khas. |

b. Selama elektron berada pada tingkat energi tertentu, misalnya n=1, energi elektron tetap. Artinya, tidak ada energi yang diemisikan (dipancarkan) maupun diserap.

c. Elektron dapat beralih dari satu tingkat energi ke tingkat energi lain disertai perubahan energi. Besarnya perubahan energi sesuai dengan persamaan Planck,  ΔE=hv.

d. Tingkat energi elektron yang dibolehkan memiliki momentum sudut tertentu. Besar momen tum sudut ini merupakan kelipatan dari  h/2p atau  nh/2p, n adalah bilangan kuantum dan h tetapan Planck.

**a. Peralihan Antar Tingkat Energi**

Model atom Bohr dapat menerangkan spektrum atom hidrogen secara memuaskan. Menurut Bohr, cahaya akan diserap atau diemisikan dengan frekuensi tertentu (sesuai persamaan Planck) melalui peralihan elektron dari satu tingkat energi ke tingkat energi yang lain. Jika atom hidrogen menyerap energi dalam bentuk cahaya maka elektron akan beralih ke tingkat energi yang lebih tinggi. Sebaliknya, jika atom hidrogen mengemisikan cahaya maka elektron akan beralih ke tingkat energi yang lebih rendah.

Pada keadaan stabil, atom hidrogen memiliki energi terendah, yakni elektron berada pada tingkat energi dasar (n=1). Jika elektron menghuni n>1, dinamakan **keadaan tereksitasi**. Keadaan tereksitasi ini tidak stabil dan terjadi jika atom hidrogen menyerap sejumlah energi. Atom hidrogen pada keadaan tereksitasi tidak stabil sehingga energi yang diserap akan diemisikan kembali menghasilkan garis-garis spektrum (perhatikan Gambar 2).

|  |
| --- |
| [Lampu hidrogen](http://2.bp.blogspot.com/-MFZbw8Dwcqk/UP4kZbi4CkI/AAAAAAAAMSQ/9tHvJrdWWEM/s1600/Lampu-hidrogen-listrik-prisma-spektrum-garis-plat-film.jpg) |
| Gambar 2. Lampu hidrogen dialiri listrik hingga menyala. Cahaya dari nyala lampu dilewatkan kepada prisma melalui celah menghasilkan spektrum garis yang dapat dideteksi dengan pelat film. |

Kemudian, elektron akan turun ke tingkat energi yang lebih rendah. Nilai energi yang diserap atau diemisikan dalam transisi elektron bergantung pada transisi antartingkat energi elektron.

Persamaannya dirumuskan sebagai berikut :

http://latex.codecogs.com/gif.latex?\fn_jvn%20\Delta%20E=R\left%20(%20\frac%7b1%7d%7bn_%7b1%7d%5e%7b2%7d%7d-\frac%7b1%7d%7bn_%7b2%7d%5e%7b2%7d%7d%20\right%20)

**Keterangan :**

ΔE = Energi yang diemisikan atau diserap

R = Tetapan Rydberg (2,178 × 10–18 J)

n = Bilangan kuantum

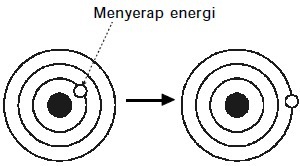
**Contoh Soal 1 :**

**Peralihan Tingkat Energi Elektron Menurut Model Atom Bohr**

Bagaimanakah peralihan tingkat energi elektron atom hidrogen dan energi yang terlibat pada keadaan dasar ke tingkat energi n=3 dan pada keadaan tereksitasi, dengan n=2 ke keadaan dasar?

**Kunci Jawaban :**

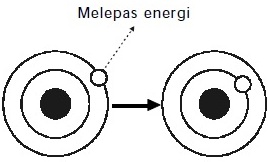
a. Atom hidrogen pada keadaan dasar memiliki n=1 (n1=1). Jika elektron beralih ke tingkat energi n=3 (n2=3) maka atom hidrogen menyerap energi :

[](http://2.bp.blogspot.com/-imXe3K5c-Co/UP4o4qZhzGI/AAAAAAAAMUE/w4qkEHWJ58I/s1600/atom-hidrogen-menyerap-energi.jpg)

http://latex.codecogs.com/gif.latex?\fn_jvn%20\Delta%20E=2,178x10%5e%7b%E2%80%9318%7d\:%20J\:%20\left%20(%201-\frac%7b1%7d%7b9%7d%20\right%20)

ΔE = 1,936 × 10–18 J

b. Peralihan tingkat energi dari keadaan tereksitasi (n1=2) ke keadaan dasar (n2=1) akan diemisikan energi (melepas energi) :

[](http://1.bp.blogspot.com/-LX0dHQObIfU/UP4o3vVVzTI/AAAAAAAAMT8/XcUqK907hdk/s1600/atom-hidrogen-melepas-energi.jpg)

http://latex.codecogs.com/gif.latex?\fn_jvn%20\Delta%20E=2,178x10%5e%7b%E2%80%9318%7d\:%20J\:\left%20(%20\frac%7b1%7d%7b4%7d-1%20\right%20)

ΔE = –1,633 × 10–18 J

Tanda negatif menyatakan energi dilepaskan.

**b. Kelemahan Model Atom Bohr**

Gagasan Bohr tentang pergerakan elektron mengitari inti atom seperti sistem tata surya membuat teori atom Bohr mudah dipahami dan dapat diterima pada waktu itu. Akan tetapi, teori atom Bohr memiliki beberapa kelemahan, di antaranya sebagai berikut.

1. Jika atom ditempatkan dalam medan magnet maka akan terbentuk spektrum emisi yang rumit. Gejala ini disebut efek Zeeman (perhatikan Gambar 3).
2. Jika atom ditempatkan dalam medan listrik maka akan menghasilkan spektrum halus yang rumit. Gejala ini disebut efek Strack.

|  |
| --- |
| [Spektrum atom hidrogen terurai dalam medan magnet (efek Zeeman).](http://3.bp.blogspot.com/-GlvmUWzVnyI/UP4oOEa1JlI/AAAAAAAAMT0/V8-Zt--lBeE/s1600/Spektrum-atom-hidrogen-medan-magnet-efek-Zeeman.jpg) |
| Gambar 3. Spektrum atom hidrogen terurai dalam medan magnet (efek Zeeman). |

Pakar fisika Jerman, Sommerfeld menyarankan, disamping orbit berbentuk lingkaran juga harus mencakup orbit berbentuk elips. Hasilnya, efek Zeeman dapat dijelaskan dengan model tersebut, tetapi model atom Bohr-Sommerfeld tidak mampu menjelaskan spektrum dari atom berelektron banyak.

Sepuluh tahun setelah teori Bohr lahir, muncul gagasan de Broglie tentang dualisme materi, disusul Heisenberg tentang ketidakpastian posisi dan momentum partikel. Berdasarkan gagasan tersebut dan teori kuantum dari Planck, Schrodinger berhasil meletakkan dasar-dasar teori atom terkini, dinamakan teori atom mekanika kuantum.

**2. Teori Atom Mekanika Kuantum**

Kegagalan teori atom Bohr dalam menerangkan spektra atom hidrogen dalam medan magnet dan medan listrik, mendorong Erwin Schrodinger mengembangkan teori atom yang didasarkan pada prinsip-prinsip mekanika kuantum. Teori atom mekanika kuantum mirip dengan yang diajukan oleh model atom Bohr, yaitu atom memiliki inti bermuatan positif dikelilingi oleh elektron-elektron bermuatan negatif. Perbedaannya terletak pada posisi elektron dalam mengelilingi inti atom.

Menurut Bohr, keberadaan elektron-elektron dalam mengelilingi inti atom berada dalam orbit dengan jarak tertentu dari inti atom, yang disebut jari-jari atom (perhatikan Gambar 4).

|  |
| --- |
| [jari-jari atom](http://2.bp.blogspot.com/-nC6PvaDiJ98/UP4qNPV-XsI/AAAAAAAAMVo/pr2e537zDIU/s1600/elektron-elektron-dalam-mengelilingi-inti-atom-orbit.jpg) |
| Gambar 4. Menurut Bohr, jarak elektron dari inti atom hidrogen adalah 0,529 Å. |

Menurut teori atom mekanika kuantum, posisi elektron dalam mengelilingi inti atom tidak dapat diketahui secara pasti sesuai prinsip ketidakpastian Heisenberg. Oleh karena itu, kebolehjadian (peluang) terbesar ditemukannya elektron berada pada orbit atom tersebut. Dengan kata lain, orbital adalah daerah kebolehjadian terbesar ditemukannya elektron dalam atom.

Menurut model atom mekanika kuantum, gerakan elektron dalam mengelilingi inti atom memiliki sifat dualisme sebagaimana diajukan oleh de Broglie. Oleh karena gerakan elektron dalam mengelilingi inti memiliki sifat seperti gelombang maka persamaan gerak elektron dalam mengelilingi inti harus terkait dengan fungsi gelombang. Dengan kata lain, energi gerak (kinetik) elektron harus diungkapkan dalam bentuk persamaan fungsi gelombang.

Persamaan yang menyatakan gerakan elektron dalam mengelilingi inti atom dihubungkan dengan sifat dualisme materi yang diungkapkan dalam bentuk koordinat Cartesius. Persamaan ini dikenal sebagai **persamaan Schrodinger**.

Dari persamaan Schrodinger ini dihasilkan tiga bilangan kuantum, yaitu bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimut (ℓ), dan bilangan kuantum magnetik(m). Ketiga bilangan kuantum ini merupakan bilangan bulat sederhana yang menunjukkan peluang adanya elektron di sekeliling inti atom. Penyelesaian persamaan Schrodinger menghasilkan tiga bilangan kuantum. Orbital diturunkan dari persamaan Schrodinger sehingga terdapat hubungan antara orbital dan ketiga bilangan kuantum tersebut.

**Catatan Kimia :**

Prinsip ketidakpastian Heisenberg menyatakan bahwa posisi dan momentum suatu partikel tidak dapat diukur secara bersamaan. Ketika posisi diketahui pasti, momentumnya sudah berubah, demikian juga sebaliknya.

**a. Bilangan Kuantum Utama (n)**

Bilangan kuantum utama (n) memiliki nilai n = 1, 2, 3, ..., n. Bilangan kuantum ini menyatakan tingkat energi utama elektron dan sebagai ukuran kebolehjadian ditemukannya elektron dari inti atom. Jadi, bilangan kuantum utama serupa dengan tingkat-tingkat energi elektron atau orbit menurut teori atom Bohr. Bilangan kuantum utama merupakan fungsi jarak yang dihitung dari inti atom (sebagai titik nol). Jadi, semakin besar nilai n, semakin jauh jaraknya dari inti.

Oleh karena peluang menemukan elektron dinyatakan dengan orbital maka dapat dikatakan bahwa orbital berada dalam tingkat-tingkat energi sesuai dengan bilangan kuantum utama (n). Pada setiap tingkat energi terdapat satu atau lebih bentuk orbital. Semua bentuk orbital ini membentuk kulit (shell). Kulit adalah kumpulan bentuk orbital dalam bilangan kuantum utama yang sama.

Kulit-kulit ini diberi lambang mulai dari K, L, M, N, ..., dan seterusnya. Hubungan bilangan kuantum utama dengan lambang kulit sebagai berikut. Jumlah orbital dalam setiap kulit sama dengan n2, n adalah bilangan

kuantum utama.

**Contoh Soal 2 :**

Berapa jumlah orbital pada kulit L?

**Kunci Jawaban :**

Jumlah orbital dalam kulit L (n=2) adalah 22=4.

**b. Bilangan Kuantum Azimut (ℓ)**

Bilangan kuantum azimut disebut juga bilangan kuantum momentum sudut, dilambangkan dengan ℓ. Bilangan kuantum azimut menentukan bentuk orbital. Nilai bilangan kuantum azimut adalah ℓ = n–1. Oleh karena nilai n merupakan bilangan bulat dan terkecil sama dengan satu maka harga ℓ juga merupakan deret bilangan bulat 0, 1, 2, …, (n–1). Jadi, untuk n=1 hanya ada satu harga bilangan kuantum azimut, yaitu 0. Berarti, pada kulit K (n=1) hanya terdapat satu bentuk orbital. Untuk n=2 ada dua harga bilangan kuantum azimut, yaitu 0 dan 1. Artinya, pada kulit L (n=2) terdapat dua bentuk orbital, yaitu orbital yang memiliki nilai ℓ=0 dan orbital yang memiliki nilai ℓ=1.

Tabel 1. Bilangan Kuantum Azimut pada Kulit Atom

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **n** | **Kulit** | ℓ |
| 1. | K | 0 (s) |
| 2. | L | 0 (s), 1 (p) |
| 3. | M | 0 (s), 1(p), 2(d) |

Pada pembahasan sebelumnya, dinyatakan bahwa bentuk-bentuk orbital yang memiliki bilangan kuantum utama sama membentuk kulit. Bentuk orbital dengan bilangan kuantum azimut sama dinamakan subkulit. Jadi, bilangan kuantum azimut dapat juga menunjukkan jumlah subkulit dalam setiap kulit. Masing-masing subkulit diberi lambang dengan s, p, d, f, …, dan seterusnya. Hubungan subkulit dengan lambangnya adalah sebagai berikut.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Bilangan kuantum azimut (ℓ) | 0 | 1 | 2 | 3 | ... |
| Lambang subkulit | s | p | d | f | ... |

Contoh :

Pada kulit K (n=1), nilai memiliki harga 0 maka pada kulit K hanya ada satu subkulit atau satu bentuk orbital, yaitu orbital s. Pada kulit L (n=2), nilai memiliki harga 0 dan 1 maka pada kulit L ada dua subkulit, yaitu orbital s dan orbital p (jumlahnya lebih dari satu).

**Catatan Kimia :**

Pada tingkat energi tertentu terdapat daerah dengan peluang terbesar ditemukannya elektron. Daerah ini dinamakan kulit (shell).

• Di dalam kulit terdapat ruang-ruang dengan bentuk tertentu. Bentuk ini dinamakan subkulit.

• Di dalam subkulit terdapat tempat elektron berada. Tempat ini dinamakan orbital.

**c. Bilangan Kuantum Magnetik (m)**

Bilangan kuantum magnetik disebut juga bilangan kuantum orientasi sebab bilangan kuantum ini menunjukkan orientasi (arah orbital) dalam ruang atau orientasi subkulit dalam kulit. Nilai bilangan kuantum magnetik berupa deret bilangan bulat dari –m melalui nol sampai +m. Untuk ℓ 1, nilai m=0, ±l. Jadi, nilai bilangan kuantum magnetik untuk ℓ=1 adalah –l melalui 0 sampai +l.

Contoh :

Untuk =1, nilai bilangan kuantum magnetik, m=0, ± 1, atau m= –1, 0, +1. Untuk =2, nilai bilangan kuantum magnetik adalah m= 0, ± 1, ± 2, atau m= –2, –1, 0, +1, +2. Subkulit-s (ℓ =0) memiliki harga m=0, artinya subkulit-s hanya memiliki satu buah orbital. Oleh karena m=0, orbital-s tidak memiliki orientasi dalam ruang sehingga bentuk orbital-s dikukuhkan berupa bola yang simetris.

Subkulit-p (ℓ=1) memiliki nilai m= –1, 0, +1. Artinya, subkulit-p memiliki tiga buah orientasi dalam ruang (3 orbital), yaitu orientasi pada sumbu-x dinamakan orbital px, orientasi pada sumbu-y dinamakan orbital py, dan orientasi pada sumbu-z dinamakan orbital pz.

Subkulit-d ( ℓ=2) memiliki harga m= –2, –1, 0, +1, +2. Artinya, subkulit-d memiliki lima buah orientasi dalam ruang (5 orbital), yaitu pada bidang-xy dinamakan orbital dxy  pada bidang-xz dinamakan orbital dxz  pada bidang-yz dinamakan orbital dyz, pada sumbu x2–y2 dinamakan orbital dx2− y2, dan orientasi pada sumbu z2 dinamakan orbital dz2. Contoh orientasi orbital dapat dilihat pada Gambar 5.

**Contoh Soal 3 :**

**Menentukan Jumlah Orbital**

Tentukan nilai n, ℓ, dan m dalam kulit M? Berapakah jumlah orbital dalam kulit tersebut?

**Kunci Jawaban :**

Kulit M berada pada tingkat energi ke-3 sehingga:

n=3,

ℓ = 0, 1, 2.

Pada ℓ=0, nilai m= 0. Jadi, hanya ada 1 orbital-s

Pada ℓ=1, nilai m= –1, 0, +1. Jadi, ada 3 orbital -p, yakni px, py, pz.

Pada ℓ= , nilai m= –2, –1, 0, +1, +2. Jadi, ada 5 orbital-d, yakni dxy, dxz, dyz, dx2− y2, dan dz2.

Jadi, dalam kulit M terdapat 9 orbital. Hal ini sesuai dengan rumus n2, yaitu 32= 9.

**d. Bilangan Kuantum Spin (s)**

Di samping bilangan kuantum n, ℓ, dan m, masih terdapat satu bilangan kuantum lain. Bilangan kuantum ini dinamakan bilangan kuantum spin, dilambangkan dengan s. Bilangan kuantum ini ditemukan dari hasil pengamatan radiasi uap perak yang dilewatkan melalui medan magnet, oleh Otto Stern dan W. Gerlach.

Pada medan magnet, berkas cahaya dari uap atom perak terurai menjadi dua berkas. Satu berkas membelok ke kutub utara magnet dan satu berkas lagi ke kutub selatan magnet (perhatikan Gambar 6).

|  |
| --- |
| [Penguraian berkas uap atom perak (percobaan Stern-Gerlach)](http://1.bp.blogspot.com/-R20dVIyex7s/UP4vRuR6bnI/AAAAAAAAMXM/-o7LFckKn3E/s1600/Penguraian-berkas-uap-atom-perak-percobaan-Stern-Gerlach.jpg) |
| Gambar 6. Penguraian berkas uap atom perak (percobaan Stern-Gerlach). |

Berdasarkan pengamatan tersebut, disimpulkan bahwa atom-atom perak memiliki sifat magnet. Pengamatan terhadap atom-atom unsur lain, seperti atom Li, Na, Cu, dan Au selalu menghasilkan gejala yang serupa. Atom-atom tersebut memiliki jumlah elektron ganjil. Munculnya sifat magnet dari berkas uap atom disebabkan oleh spin atau putaran elektron pada porosnya.

Berdasarkan percobaan Stern-Gerlach, dapat disimpulkan bahwa ada dua macam spin elektron yang berlawanan arah dan saling meniadakan. Pada atom yang jumlah elektronnya ganjil, terdapat sebuah elektron yang spinnya tidak ada yang meniadakan. Akibatnya, atom tersebut memiliki medan magnet.

Spin elektron dinyatakan dengan bilangan kuantum spin. Bilangan kuantum ini memiliki dua harga yang berlawanan tanda, yaitu +1/2 dan – 1/2. Tanda (+) menunjukkan putaran searah jarum jam dan tanda (–) arah sebaliknya (perhatikan Gambar 7). Adapun harga 1/2, menyatakan fraksi elektron.

|  |
| --- |
| [Spin elektron dengan arah berlawanan](http://4.bp.blogspot.com/-HVywTucqR5I/UP4wC38uxmI/AAAAAAAAMXU/4ITOF0ZJ4Sg/s1600/Spin-elektron-dengan-arah-berlawanan.jpg) |
| Gambar 7. Spin elektron dengan arah berlawanan. |

Sumber : <http://perpustakaancyber.blogspot.com/2013/01/teori-atom-modern-bentuk-orbital-konfigurasi-elektron-bentuk-orbital.html#ixzz2rBL7syxM>