**PERKEMBANGAN MODEL ATOM, TEORI ATOM BOHR dan MEKANIKA KUANTUM**

**Kompetensi Dasar**

3.2 Menganalisis perkembangan model atom.

3.3 Menganalisis struktur atom berdasarkan teori atom Bohr dan teori mekanika kuantum.

**Teori Awal Atom (Democritus-John Dalton)**

1. ***Democritus*** beranggapan bahwa materi tersusun atas peartikel-partekil kecil yang tidak dapat dibagi lagi, disebut dengan ***atomos*** ( ***a***artinya tidak dan ***tomos*** artinya tidak terbagi).
2. ***John Dalton*** mendefinisikan atom sebagai :
	1. partikel terkecil suatu materi yang berbentuk bola dan khas untuk setiap unsurnya.
	2. benda terkecil penyjusun materi yang tidak dapat dibagi lagi.
3. Dalton juga mengungkapkan **4 hipotesis** nya mengenai atom, antara lain :
	1. Atom tersusun atas partikel terkecil yang sangat kecil dan tidak dapat dibagi lagi
	2. Atom tidak dapat dimusnahkan, hanya dapat dilakukan penataan ulang (pemisahan dan penggabungan) atom yang bereaksi
	3. Unsur adalah materi yang tersusun atas atom-atom yang identik (ukuran, massa dan sifat kimianya)
	4. Senyawa adalah materi yang tersusun atas lebih dari satu jenis atom dari unsur-unsur yang bebrebda dengan perbandingan tetap dan tertentu
4. Berikut adalah model atom Dalton :

 *bola bulat, padat (pejal, seluruh ruangnya terisi penuh)*

1. Teori Atom Dalton ternyata kurang tepat karena :
	1. ternyata atom **bukanlah tak terbagi**, melainkan terdiri atas subatom
	2. atom dari unsur yang sama dapat bermassa berbeda, disebut **isotop**
	3. atom dari suatu unsur dapat diubah menjadi atom unsur lain melalui reaksi nuklir
	4. beberapa unsur tidak terdiri atas atom, melainkan molekul-molekul
2. Kekurangan teori atom Dalton :
	1. Tidak dapat menjelaskan sifat listrik materi.
	2. Tidak dapat menjelaskan cara atom-atom saling berikatan.
	3. Model atom Dalton tidak dapat menjelaskan perbedaan antara atom unsur yang satu dengan unsur yang lain.

**Teori Thomson dan Penemuan Elektron**

1. 1821, ***Sir Humphry* Davy** menemukan bahwa gas adalah penghantar yang baik pada tekanan rendah (percobaan dilakukan di **tabung sinar katoda/ pengawan muatan** yang ditemukan oleh ***Karl Ferdinand***) Tabung sinar katoda dilengkapi **dua plat logam** sebagai **elektroda (*katoda*** dan ***anoda***)
2. Tekanan gas pada tabung jika direndahkan dan juga diberi tegangan tinggi (beberapa ribu volt) maka **gas** dalam tabung akan **berpijar** dengan warna cahaya yang bergantun jenis gas.
	1. Jika **tekanan gas dikurangi** terus-menerus, maka daerah di depan katoda akan menjadi **gelap**
	2. pada akhirnya seluruh tabung menjadi gelap, namun bagian tabung di depan katoda **berpendar warna kehijauan**.
	3. Ini menunjukkan **perpendaran** disebabkan radiasi yang memancar **dari katoda menuju anoda**. Radiasi ini disebut **sinar katoda**
3. Sifat-sifat sinar katoda yang didapati adalah :
	1. bergerak lurus dari katoda menuju anoda
	2. membelok ke arah benda bermuatan positif
	3. bermuatan negatif (karena sifat **b.**)
	4. bersifat materi (karena dapat memutar kincir, percobaan oleh ***J.J. Thomson*.** Percobaan kincir Thomson juga menentukan nilai muatan elektron yaitu sebesar 1,76 x 108 C/gram)
	5. sifat sinar katoda tidak tergantung elektroda dan gas yang digunakan (*percobaan oleh* ***J. J. Thomson***)
4. Pembelokkan sinar katoda menuju benda bermuatan positif membuat Thomson menyimpulkan bahwa sinar itu bukan gelombang, melainkan partikel bermassa dan bermuatan negatif yang disebut **Elektron**.
5. 1909, ***R. A. Milikan*** melakukan percobaan ***tetes minyak***. Dari percobaan itu ditemukan bahwa muatan tetes-tetes minyak adalah kelipatan bilangan 1,602 x 10-19. Disimpulkan bahwa muatan tersebut adalah **muatan satu elektron (1 *e*)** yaitu bernilai **1,602 x 10-19 coulomb.**
	1. Dari kesimpulan di atas juga dapat disimpulkan bahwa **massa satu elektron** (**m**) = **9,11 x 10-28 gram**
6. Struktur atom yang diajukan oleh Thomson adalah : atom terdiri dari materi bermuatan positif dan di dalamnya tersebar elektron bagaikan kismis dalam roti kismis (***Teori Model Roti Kismis***) Berikut ilustrasinya :

 *Model atom menurut teori Thomson*

elektron yang tersebar

materi bermuatan positif

(Anggapan bahwa bola pejal atom bermuatan positif karena sifat dasar atom yang netral, sehingga harus ada partikel lain yang menetralkan elektron yang tersebar)

**Percobaan Goldstein, Penemuan Proton danTeori Atom Rutherford**

1. 1886, Goldstein memodifikasi tabung sinar katoda nya dengan melubangi lempeng katodanya.
	1. Apabila katoda tidak berlubang, daerah di belakang katoda gelap
	2. Namun, setelah dilubangi daerah di belakang katoda menjadi berpijar
	3. Hal ini menunjukkan adanya radiasi dari anoda yang masuk ke lubang
	4. Radiasi ini disebut ***sinar anoda/ kanal/ positif/ terusan***
2. Sinar kanal ini ternyata oeleh Wilhelm Wien adalah partikel (karena dapat memutar kincir) bermuatan **positif** yang disebut ***proton*** yang sifatnya tergantung pada gas yang diisikan (pada tiap-tiap gas, muatan dan massa nya adalah kelipatan dari muatan dan massa proton, yaitu masing-masing 1,6 x 10-19 C dan 1,673 x 10-24 gram )
3. Kedudukan proton dan elektron pun diuji oleh ***Rutherford, Hans Geiger***  dan ***Marsden***. Percobaannya adalah **menghamburkan sinar alfa** (α, bermuatan (+)) ke lempeng tipis emas.
4. Dari percobaannya mendapatkan hasil :
	1. sebagian besar sinar alfa diteruskan, menunjukkan bahwa sebagaian besar atom adalah ruang hampa
	2. sebagian sinar alfa ada yang dipantulkan, karena menabrak sesuatu yang bermuatan positif (dan pejal)
	3. sebagian juga ada yang dibelokkan karena sinar menyentuh suatu yang ringan dan bermuatan negatif
5. Maka 1911, Rutherford menyimpulkan bahwa :
	1. atom berbentuk bola
	2. sebagian besar ruang dalam atom adalah **ruang hampa** (hasil **17 a.**)
	3. sebagian massa atom yang sangat kecil namun pejalterkonsentrasi pada pusat atom yang disebut **inti atom**
	4. muatan inti atom sejenis dengan sinar alfa, yaitu **positif (proton**, hasil 17 **b.**)
	5. mengandung partikel di tepi yang bermuatan negatif (elektron), beedar mengitari inti pada lintasan yang disebut **kulit atom**
6. Sifat ruang hampa ini terbukti juga di mana jari-jari atom adalah 10-8 cm, sedangkan jari-jari inti atom adalah 10-13 cm.
7. Teori Rutherford ini secara singkat : “ *atom terdiri dari inti atom yang sangat kecil dan bermuatan positif (+), dikelilingi oleh elektron bermuatan negatif* “

 *Proton yang dikelilingi oleh elektron*

1. Menjadi permasalahan adalah lintasan elektron adalah pengaruh gaya tarik elektrostatik elektron yang bermuatan negatif dan inti atom yang bermuatan positif.
	1. Keadaan elektron pada teori Rutherford bertentangan dengan Teori Maxwell bahwa jika partikel bermuatan bergerak maka akan memancarkan radiasi sehingga kecepatannya menurun
	2. Sama halnya dengan elektron yang seharusnnya kehilangan energi akibat pancaran gelombang elektromagnetiknya sendiri, sehingga elektron akan bergerak sprial, mendekati inti atom dan akhirnya jatuh ke inti atom

**Percobaan Chadwick dan penemuan Neutron**

1. ***Aston*** menemukan **spektometer massa** yang dapat menentukan massa atom atau molekul. Aston menemukan bahwa :
	1. atom dari unsur sama dapat bermassa berbeda (**isotop**)
	2. massa suatu atom tidak sama dengan jumlah protonnya
2. Dari dua fakta di atas Aston menduga keberadaan partikel netral dalam atom ang jumlahnya dapat berbeda meskipun unsurnya sama.
3. Lalu ***W. Bothe***  dan ***H. Becker*** menembaki inti atom berilium dengan partikel alfa dan menemukan suatu radiasi partikel berdaya tembus tinggi
4. 1932, ***James Chadwick*** mengamburkan partikel alfa terhadap boron dan parafin. Ternyata, boron memancarkan sinar serupa dengan gelombang elektromagnetik berenergi tinggi dan tidak dibelokkan oleh medan listrik dan elektromagnetik
5. Percobaan selanjutnya menunjukkan bahwa sinar itu adalah partikel netral yang mempunyai massa sedikit lebih besar dari proton, yaitu ***neutro*** namanya.

**Teori Bohr**

1. ***Neils Bohr*** pada 1913 menyempurnakan Teori Rutherford menggunakan teori Kuantum Planck dan Einstein. Menurut Bohr, gerakan elektron mengelilingi inti harus dengan momentum sudut tertentu
2. Model atom yang diajukan Bohr antara lain :
	1. dalam atom terdapat lintasan tertentu (***kulit atom***) tempat **elektron** mengorbit inti **tanpa disertai pemancaran atau penyerapan energi**.
		1. Tiap lintasan ditandai satu bilangan bulat, disebut ***bilangan kuantum utama*** (n) mulai dari 1, 2, 3, 4 dan seterusnya.
		2. dilambangkan dengan *K, L, M, N* dan seterusnya.
		3. makin besar harga n atau makin jauh dari inti, makin besar energi elektron nya
	2. Elektron hanya boleh beredar pada lintasan yang diperbolehkan/ yang ada dan tidak boleh berada diantara dua lintasan
		1. Lintasan yang ditempati elektron bergantung pada energinya.
		2. Pada keadaan normal, elektron menempati tingkat energi terendah, disebut *tingkat dasar (ground state*)
	3. Elektron dapat berpindah dari satu kulit ke kulit lain
		1. ke kulit yang lebih **luar** akan **menyerap** energi
		2. ke kulit yang lebih **dalam** akan **melepas** energi

**Hipotesis Broglie**

1. Ternyata, gerakan elektron ini berupa gelombang, maka posisinya tidak dapat ditentukan. Teori Bohr tentang orbit elektron berupa lingkaran berjari-jari tertentu tidak dapat diterima.
2. Menurut ***Louis de Broglie***, elektron bukan hanya partikel, namun juga sebagai gelombang. Gerak elektron dalam lintasan nya juga merupakan gelombang. Pendapat Broglie menghasilkan **Teori Mekanika Kuantum**
3. Dasar kedua atas kesalahan Teori Bohr adalah ***asas ketidakpastian Heinsberg*** yang menyatakan : letak dan kecepatan elektron tidak dapat ditentukan secara pasti secara serentak dan hal yang dapat ditentukan hanyalah peluang terbesar menemukan elektron.
4. ***Erwin Schrodinger*** merumuskan persamaan gelombang gerakan elektron dalam suatu atom, merupakan persamaan matematika berupa fungsi suatu ruang tiga dimensi
	1. Penyelesaian persamaan ini menghasilkan tiga bilangan mencirikan orbital elektron atau disebut ***bilangan kuantum***, terdiri atas bilangan kuantum **utama, azimut** dan **magnetik**.
5. **Orbital** adalah daerah/ ruang (tingkat energi) di sekitar inti di mana terdapat peluang terbesar ditemukannya elektron/ bentuk ruang dan energi yang dimungkinkan dari gerakan atom.
6. Selanjutnya, orbital atau kumpulan beberapa orbital elektron ini dikenal sebagai ***subkulit***, dan satu atau gabungan beberapa subkulit ini dikenal sebagai ***kulit elektron*** pada teori Bohr.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Partikel** | **Massa sesungguhnya (gram)** | **Massa relatif (sma)** | **Muatan sesungguhnya (C)** | **Muatan relatif (sma)** |
| Elektron | 9,1100 x 10-28 | 0 | -1,6 x 10-19 | -1 |
| Proton | 1,6726 x 10-24 | 1 | +1,6 x 10-19 | +1 |
| Neutron | 1,6750 x 10-24 | 1 | 0 | 0 |

*Dalam hal ini, massa proton digunakan sebagai standarnya (= 1 sma, satuan massa atom). Neutron dengan massa nya sedikit lebih besar dari proton juga dianggap sama dengan 1 sma. Massa elektron sangat kecil dibanding massa neutron sehingga dianggap sama dengan 0*

**Susunan atom**

1. Jumlah proton (p) dalam suatu atom disebut ***nomor atom atau nomor proton***.
	1. Jumlah atom dari unsur yang sama adalah sama, namun dari unsur yang berbeda jumlah atomnya adalah berbeda.
	2. Oleh karena suatu atom bersifat netral, maka jumlah elektron (e) sama dengan jumlah proton (p)
	3. Nomor atom dilambangkan dengan **Z**
2. Massa proton (p) dan neutron (n) yang sama, sedangkan massa elektron (e) yang sangat kecil menyebabkan massa sebuah atom hanya perlu ditentukan oleh massa proton dan neutronnya. Jumlah proton (p) dan neutron (n) dalam suatu atom disebut ***nomor massa / neutron*** . Dilambangkan dengan **A**
3. Jumlah proton, elektron dan neutron dapat dinotasikan sebagai berikut :

$$$$

 X = lambang atom atau unsur

 Z = nomor atom = p = e

 A = nomor massa = p + n

 n = A – Z

1. **Isotop** adalah atom-atom dari **unsur yang sama** dengan nomor atom yang sama tetapi nomor massa berbeda. Isotop dapat diketahui dengan ***spektrofotometer massa***.
2. **Isoton** adalah atom-atom yang **memiliki jumlah neutron yang sama** tetapi **jumlah proton yang berbeda**.
3. **Isobar** adalah atom-atom yang memiliki **nomor massa sama** tetapi **nomor atom berbeda**.

**Massa Atom dan Massa Atom Relatif**

1. Massa atom relatif adalah perbandingan massa atom yang satu terhadap massa atom yang lainnya. Massa atom pembanding yang disepakati adalah .
2. Umumnya, unsur terdiri atas beberapa isotop, maka nilai massa atom asal yang digunakan adalah rata-rata dari isotopnya, sehingga **massa atom relatif** (***Ar***) adalah perbandingan massa rata-rata 1 atom suatu unsur terhadap . Nilai 1 atom C-12 adalah 12 sma, maka  = 1 sma
3. Perbandingan jumlah masing-masing isotop unsur yang ada di alam disebut dengan ***kelimpahan***

***CONTOH SOAL***

1. Klorin terdiri atas 75% isotop Cl-35 dan 25% isotop Cl-37. Jika masing-masing dianggap bermassa 35 sma dan 37 sma, tentukan massa rata-rata satu atom klorin !

***Jawab :***

angka 35 pada Cl-35 dan 37 pada Cl-37 menunjukkan massa isotop-isotopnya. Persentase pada masing-masing menunjukkan kelimpahan nya.

Massa rata – rata = $Σ$ (% kelimpahan x massa isotop)

 = ( % x massa isotop-1 ) + (% x massa isotop-2)

 = ( 75 % x 35 sma ) + ( 25 % x 37 sma )

 = 26,25 sma + 9,25 sma

 = 35 ,5 sma

Jadi, massa rata-rata 1 atom Cl = 35,5 sma

1. Galium terdiri atas isotop Ga-69 dan Ga-71. Jika massa atom relatif Ga adalah 69,8 , tentukan kelimpahan masing-masing atom relatif tersebut !

***Jawab :***  *Kerjakan secara mandiri*

**Konfigurasi Elektron**

1. Sesuai dengan teori Bohr, elektron berada pada kulit-kulit atom.
2. Kulit yang paling dekat dengan inti disebut ***K*** yang dapat diisi 2 elektron, lalu selanjuntya disebut ***L*** yang dapat diisi 8 elektron dsb. Makin besar nomor kulit, makin banyak jumlah elektron yang dapat ditempati karena makin besar juga ruang cakupannya.
3. Jumlah maksimum elektron pada kulit ke-***n*** = ***2n2***
4. Persebaran elektron dalam kulit-kulit elektron disebut **konfigurasi elektron**
5. Tips untuk menuliskan konfigurasi elektron unsur-unsur utama :
	1. Isi penuh sebanyak mungkin kulit, kemudian hitung jumlah elektron tersisa
	2. Jika sisa elektron kurang dari 32, maka kulit berikutnya diisi dengan 18 elektron
	3. Jika sisa elektron kurang dari 18, maka kulit berikutnya diisi dengan 8 elektron
	4. jika sisa elektron kurang dari 8 elektron, tempatkan kpada kulit berikutnya sebagai kulit terluar
6. Penempatan elektron sampai penuh terjadi pada kulit K, L dan M, sedangkan untuk kulit keempat (N) , sudah akan terisi bila kulit M sudah terisi 8 elektron.
7. Elektron valensi adalah elektron yang dapat digunakan untuk membentuk ikatan kimia. Untuk golongan utama, elektron utama terletak pada kulit terluar.

**Ion**

Contoh : ion Na+ , berarti ion Na melepas 1 elektron sehingga elektronnya berkurang 1.

**Mekanika Kuantum**

1. Max Planck menemukan teori ***kuantum*** atau ***mekanika kuantum***.
2. Gelombang merupakan getaran yang merambat, di mana dengan bergetar maka energi diteruskan.
	1. Kecepatan gelombang merambat tergantung pada **medium**
	2. Sifat-sifat gelombang yang mempengaruhi kecepatannya adalah ***panjang gelombang, frekwensi*** dan ***amplitudo***.
3. Radiasi elektromagnetik bergerak melalui ruang hampa dengan keceaptan cahaya (3 x 108 m/s)
4. Gelombang yang berkaitan dengan radiasi elektromagnetik disebut ***gelombang elektromagnetik***
5. Macam-macam gelombang elektromagnetik :
	1. gelombang radio dengan panjang gelombang yang besar
	2. gelombang cahaya yang lebih pendek dan dapat dipancarkan dari atom/ molekul
	3. gelombang dari zat radioaktif, sangat pendek dan frekwensi tinggi.
6. Jika unsur dipanaskan, maka akan membara dan memancarkan cahaya dengan warna tertentu, misalkan lampu merkuri dari pemanasan natrium dan raksa
7. Setiap unsur akan memanaskan cahaya dengan warna tertentu, maka setiap unsur hanya akan menghasilkan ***gelombang elektromagnetik*** dengan ***panjang gelombang tertentu***  , menghasilkan beberapa garis warna yang terpisah satu sama lain, ini disebut **spektrum garis**
8. Sedangkan cahaya matahari menghasilkan spektrum yang lengkap, disebut **spektrum kontinu**
9. Spektrum warna pada pemanasan dapat terjadi karena **atom** atom nya dapat **memancarkan radiasi** gelombang elektromagnetik berupa cahaya.
10. Max Planck menganggap ada hubungan antara panjang gelombang dan besar energinya.
11. Max Planck berpendapat berlainan dengan hukum fisika klasik. Pendapatnya yaitu : “ *atom dalam suatu zat hanya dapat menyerap atau memancarkan energi pada paket-paket gelombang tertentu yang disebut* **kuanta** “
12. Teori **Bohr** sendiri gagal antara lain :
	1. gagal menjelaskan spektrum atom berelektron banyak
	2. adanya ***beberapa spektrum dari setiap garis spektrum*** atom hidrogen (terbukti saat spektrum garis atom H dilewatkan pada medan magnet, ternaya pada setiap garis spektrum, terdiri dari beberapa garis spektrum dengan perbedaan frekwensi yang sangat kecil antar spektrumnya)
13. de Broglie lalu mengajukan hipotesis yang berbunyi : ***materi*** *dapat bersifat sebagai* ***partikel*** *dan sekaligus bersifat sebagai* ***gelombang***
14. Akibat dualisme itu, maka letak dan kecepatan elektron tidak dapat dipastikan secara serentak. Apabila letaknya dapat dipastikan, maka kecepatannya tidak dapat ditentukan. Keadaan ini disebut ***ketidakpastian Heisenberg***
15. Mekanika Kuantum oleh Max Planck menyebabkan lintasan elektron tidak dapat digambarlagi seperti suatu garus melingkar pada teori Bohr.
16. **Schrodinger** menggunakan perhitungan matematis untuk menjelaskan pola partikel yang bergerak, dikenal dengan ***persamaan gelomban Schrodinger***
	1. Fungsi gelombang pada persamaan Schrodinger mendeskripsikan bentuk ruang dan energi yang mempunyai peluang terbesar (kebolehjadian) untuk menemukan elektron di sekitar inti atom, ini disebut ***orbital***
	2. kumpulan dari beberapa orbital disebut ***subkulit*** dan satu atau gabungan beberapa subkulit disebut ***kulit*** elektron.
17. Penyelesaian persamaan Schrodinger menghasilkan tiga bilangan yang mencirikan orbital elektron, disebut ***bilangan kuantum***
18. Bilangan kuantum terdiri atas :
	1. **bilangan kuantum utama (*n*)**
		1. menyatakan nomor kulit terdapat elektronnya, mencirikan ukuran dari orbital
		2. kulit K, maka nomor atomnya 1

L, 2

M, 3

N, 4

 dst.

* + 1. makin jauh dari inti atom, nilai n makin besar sehingga tingkat energinya semakin besar pula
	1. **bilangan kuantum azimut (***ℓ***)**
		1. menyatakan subkulit tempat terdapatnya elektron, menentukan bentuk ruang dan orbital
		2. dianggap bahwa setiap kulit pada model Bohr memiliki beberapa subkulit, dan nilai bilangan kuantum ini penanda jenis subkulitnya
		3. harga ***l*** adalah 0 s/d (n-1)
		4. berikut tabulasinya.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| ***n*** | **Kulit**  | **Harga *l*** | **Subkulitnya** |
| 1 | K | 0 s/d (0-1) = **0** | 1s2 (1 subkulit) |
| 2 | L | 0 s/d (2-1) = **0 , 1** | 2s2, 2p6 (2 subkulit) |
| 3 | M | 0 s/d (3-1) = **0, 1, 2** | 3s2, 3p6, 3d10 (3 subkulit) |
| 4 | N | 0 s/d (4-1) = **0, 1, 2, 3** | 4s2, 4p6, 4d10, 4f14 (4 subkulit) |

* + 1. nilai *l* = 0, diwakili hurup s (sharp), *l* = 1 🡪 p (principal), *l* = 2 🡪 d (diffuse), dan *l* = 3 🡪 f (fundamental)
	1. **bilangan kuantum magnetik (m)**
		1. menyatakan orbital (sub- subkulit) tempat terdapatnya elektron.
		2. nilai m adalah **-1 s/d 1 *termasuk 0***
		3. berikut tabulasinya (elektron maks = 2 x jumlah orbital)

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Subkulit... | ***l*** | Sehingga memiliki harga **m** ... | Elektron maks. |
| s | 0 | 0 (1 orbital) | 2 x 1 = 1 |
| p | 1 | -1, 0, 1 (3 orbital) | 2 x 3 = 6 |
| d | 2 | -2, -1, 0, 1, 2 (5 orbital) | 2 x 5 = 10 |
| f | 3 | -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 (7 orbital) | 2 x 7 = 14 |

* + 1. suatu oribtal dapat digambarkan sebagai berikut.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **s** |  |  | **p** |  |  |  |  | **d** |  |  |  |  |  |  | **f** |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| m =  | **0** |  | **-1** | **0** | **1** |  | **-2** | **-1** | **0** | **1** | **2** |  | **-3** | **-2** | **-1** | **0** | **1** | **2** | **3** |

1. Bilangan **kuantum spin ( s )**  menyatakan kedudukan elektron dalam orbital, yaitu arah perputarannya
	1. didasarkan pada pengamatan ***Otto Stern*** dan ***Walter Geralch*** terhadap spektrum yang dilewatkan pada magnet.
	2. Ternyata, terdapat dua spektrum terpisah dengan kerapatan sama
	3. Pemisahan garis spektrum oleh medan magnet karena elektron tersebut selama mengelilingi berputar pada sumbunya dengan arah yang berlawanan.
	4. jika berputar searah jarum jam, maka harganya **+ ½**  , sedangkan jika berlawanan maka harganya **– ½** .

**Konfigurasi Elektron**

1. Konfigurasi elektron menggambarkan penataan elektron-elektron dalam sauatu atom. Aturan-aturan yang berlaku antara lain : *Aturan Aufbau, Larangan Pauli dan Kaidah Hund*
2. **Aturan Aufbau**menyatakan : elektron – elektron mengisi orbital dari tingkat energi terendah, kemudian baru mengisi tingkat energi yang lebih tinggi
	1. secara umum, orbital dengan nilai (*n + l*) nya lebih besar maka memiliki tingkat energi lebih tinggi
	2. jika dua orbital dengan nilai (*n + l*) sama, maka dilihat dari n nya. orbital dengan *n* yang lebih besar memiliki tingkat energi lebih besar
	3. cara mengetahui urutan tingkat energi dapat dilakukan dengan deret pancaran cahaya

dimulai dari 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, dst ...

1. Penulisan konfigurasi elektron dapat disingkat bedasarkan konfigurasi elektron gas – gas mulia, antara lain :
	1. 2He = 1s2
	2. 10Ne = 1s22s22p6
	3. 18­Ar = 1s22s22p63s23p6
	4. 36Kr = 1s22s22p63s23p64s23d104p6
	5. 54Xe = 1s22s22p63s23p64s23d104p65s24d105p6
	6. 86Rd = 1s22s22p63s23p64s23d104p65s24d105p66s24f145d106p6

***Contoh soal***

7N yang memiliki konfigurasi elektron 1s22s22p3 dapat disingkat menjadi [He] 2s22p3

1. **Larangan Pauli** adaalah bahwa dalam satu atom tidak boleh terdapat dua elekron dengan empat bilangan kuantum yang sama
2. **Aturan Hund** : elektron-elektron tidak membentuk pasangan elektron sebelum masing-masing orbital terisi sebuah elektron. Kaidah Hund berkaitan dengan penggambaran ***diagram orbital*** (diagram yang menggambarkan bagaimana elektron-elektron terisi pada orbital) Perhatikan contoh !

***2p4***, diagram orbitalnya adalah ..........

 

* arah spin ke atas, menunjukkan nilai *s* = + ½ , sedangkan yang ke bawah sebaliknya.
* setiap kotak mewakili harga ***m***

(*nomor di bawah panah menunjukkan urutan penggambaran sesuai aturan Hund)*

1. Keterangan-keterangan lain berkenaan dengan konfigurasi elektron :
	1. atom-atom yang memiliki elektron pada subkulit *d*, konfigurasi elektronnya dapat diurutkan bedasarkan subkulit atau nomor kulit. Misal : 25Mn : 1s22s22p63s23p64s23d5 dapat ditulis menjadi 25Mn : 1s22s22p63s23p63d54s2 .
	2. konfigurasi untuk ion :
		1. aton bermuatan positif, telah melepaskan elektron sehingga kekurangan elektron. biasanya ditandai huruf (+) beserta angka, menunjukkan jumlah elektron yang lepas
		2. aton bermuatan negatif, telah menerima elektron sehingga kelebihan elektron. biasanya ditandai huruf (-) beserta angka, menunjukkan jumlah elektron yang diterima
		3. contoh 🡪 19K+. Secara normal, jumlah *e* nya 19, tanda (+) menunjukkan melepaskan elektron, yaitu 1, sehingga elektronnya = (19 – 1) = 18. Konfigurasi elektronnya

19K+ : ................................ (*jawab sendiri*)

* + 1. ***isoelektronis*** adalah atom-atom atau ion-ion yang memiliki jumlah elektron sama dan konfigurasi elektron yang sama.
	1. **aturan penuh – setengah penuh.** pada unsur Cu dan beberapa unsur golongan transisi, konfigurasi elektronnya tidak mengikuti aturan Aufbau karena ingin mencapai kestabilan
		1. Orbial yang terisi penuh atau setengah penuh oleh elektron lebih stabil daripada yang tidak penuh atau tidak setengah penuh
		2. Misalkan 29Cu sesuai aturan Aufbau memiliki konf. elektron : 1s22s22p63s23p63d54s2**3d9**. Namun, elektron pada orbital 3d tidak genap setengah penuh atau penuh. Maka, supaya lebih stabil, maka konf. elektron diubah dengan memindahkan 1 elektron dari orbital 4s ke 3d sehingga susunan konf. elektron yang stabil adalah 29Cu : 1s22s22p63s23p63d54s13d10
	2. untuk mengisi orbital *n*f, maka terlebih dahulu isi orbital *(n+1)*d sejumlah **1**, lalu baru isi orbital *n*f . Jika masih ada sisa, isi kembali orbital (*n+1*)d yang sudah terisi 1 tadi sampai penuh (=10), baru isi orbital setelah *n*f .
1. Elektron valensi adalah elektron-elektron yang terlibat di dalam pembentukan ikatan kimia , terletak pada kulit terluar, dapat ditentukan dengan :
	1. menentukan orbital dengan nilai ***n*** terbesar, misal : 15P : 1s22s22p63s23p3. e.v nya adalah dengan ***n*** terbesar, yaitu 3s2 dan 3p3. Masing masing berelektron 2 dan 3, sehingga e.v nya = (2+3) = **5**
	2. 26Fe : 1s22s22p63s23p63d5**4s23d6.** Seperti contoh a. , e.v dari unsur berikut adalah 2, dari 4s2. Namun, ternyata e.v nya adalah 2 + 6 = 8 (6 dari orbital 3d6). Hal ini terjadi bila s bertemu d, dan d nya belum penuh.

***LATIHAN SOAL***

1. Tentukan jumlah proton, elektron dan neutron dari unsur berikut !

, Ba2+, Br-

1. Tuliskan lambang atom unsur X yang memiliki
2. 27 proton, 27 elektron dan 32 neutron !
3. massa atom 27 dan 13 elektron !
4. Berapa massa atom dan jumlah elektron suatu atom dengan jumlah proton 15 dan jumlah neutron 16?
5. Suatu atom memiliki konf. elektron 2 8 8 dengan 22 neutron. Berapa nomor massanya ?
6. Suatu atom memiliki 3 kulit elektron dengan e.v 5. Jika jumlah neutronnya 16, tuliskan lambang unsur itu?
7. Tentukan nilai bilangan kuantum *n, l, m* dan *s* yang mungkin dari elektron yang menempati subkulit 3p !
8. Gambarkan diagram orbital dari atom : (a) 8O (b) 22Ti
9. Tuliskan konfigurasi elektron bedasarkan **Teori Bohr** dan **Aturan Aufbau** unsur-unsur berikut, juga elektron valensi nya !

20Ca, 30Zn, 35Br, 37Rb, 10Ne, 17Cl, 19K+, 35Br-

1. Jelaskan perbedaan dari *isotop, isobar dan isoton !*
2. Kelompokkan nuklida-nuklida berikut ke dalam *isotop, isobar dan isoton !*



1. Jelaskan kelebihan dan kekurangan teori atom *Dalton, Thompson, Rutherford dan Bohr* !
2. Tentukan (a) konfigurasi elektron; (b) harga keempat bilangan kuantum (n, *l*, m, dan s) pada elektron terakhir dan (c) jumlah orbital terisi elektron (d) jumlah elektron yang tidak berpasangan – pada unsur-unsur berikut !

17Cl, 5B, 23V, 27Co, 33As, 38Sr