

B A B II

TINJAUAN PUSTAKA

Menurut Arthur Beiser , jauh dimasa lalu manusia telah menduga bahwa materi walaupun kelihatannya malar (kontinyu) , memiliki struktur tertentu pada tingkat mikroskopik diluar jangkauan indra. Dugaan ini tidak mengambil bentuk yang nyata hingga kira-kira satu setengah abad yang lalu, sejak waktu itu keberadaan atom dan molekul , partikel yang mendasar dari partikel-partikel penyusunnya yang disebut elektron , proton, dan netron telah teridentifikasi dan dipelajari.

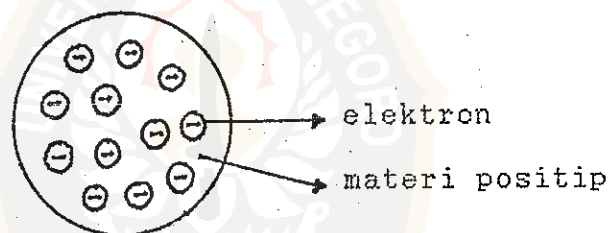
Setiap atom terdiri atas inti yang tersusun dari proton dan netron serta sejumlah elektron pada jarak yang cukup jauh dari inti. Terdapat desakan kuat pada hipotesa ilmuwan Fisika saat itu untuk menganggap elektron berputar disekitar inti seperti bumi dan planet lain mengitari matahari, tetapi teori elektromagnetik klasik, menolak kemungkinan terdapatnya orbit elektron yang mantap .

Walaupun ilmuwan dalam abad ke sembilan belas menerima ide bahwa unsur kimiawi terdiri dari atom-atom, mereka tidak mengetahui tentang atom itu sendiri. Penemuan elektron dan pengetahuan bahwa atom

mengandung elektron menyiapkan pandangan yang penting mengenai struktur atomik. Elektron mengandung muatan negatif sedangkan atom netral. Jadi setiap atom harus mengandung cukup materi bermuatan positif untuk mengimbangi muatan negatif elektron-elektronnya.

2.1. MODEL ATOMIK THOMSON

JJ.Thomson (1898) mengusulkan bahwa atom merupakan bola bermuatan positif serba sama yang mengandung elektron. Hipotesisnya sangat nalar. Model plum pudding Thomson ini karena menyerupai kue berkismis, sketsanya dapat ditunjukkan seperti gambar ini



gb.4.1. gambar model atom Thomson.

Tetapi pandangan ini harus ditinggalkan karena adanya teori yang lebih sesuai dengan hukum dan kaidah fisika. Geiger dan Marsden (1911) atas usul Rutherford menguji teori atom Thomson dengan teknik mencelupkan jari ke kue pudding itu. Mereka mamakai partikel alfa cepat sebagai penembak yang secara spontan dipancarkan unsur radioaktif. Geiger dan Marseden meletakkan sebuah sampel bahan pemancar radioaktif di belakang

layar timbal yang mempunyai lubang kecil sehingga menghasilkan berkas partikel alfa yang tajam, berkas ini diarahkan ke selaput emas (gold foil). Layar zink sulfide yang dapat digerakkan dan mampu memberikan denyar cahaya tampak bila tertumbuk oleh partikel alfa, ditempatkan pada sisi lain dari selaput emas itu. Bila mengikuti model atom Thomson diduga bahwa partikel alfa dapat menembus langsung selaput itu hanya dengan mengalami defleksi sedikit.

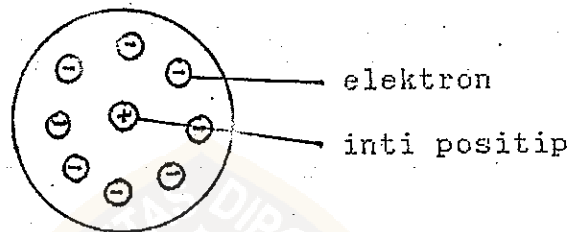
Tapi mencengangkan sekali apa yang didapat Geiger dan Marsden bahwa banyak partikel alfa yang muncul dari selaput itu dengan penyimpangan kurang dari 1 derajat, namun beberapa terhambur dengan sudut yang sangat besar. Bahkan sebagian kecil terhambur dalam arah yang berlawanan dengan arah semula.

2.2. MODEL ATOM RUTHERFORD

Rutherford menyatakan percobaan Geiger dan Marsden, "Sangat mengejutkan seperti halnya menembakkan peluru 15 inci pada kertas dan peluru tersebut mengalami pantal balik ". Karena partikel alfa relatif berat (+7000 kali lebih masif dari elektron) dan partikel yang dipakai memiliki kecepatan tinggi sekitar 2×10^7 m/s, jelas terdapat gaya yang kuat yang beraksi pada partikel tersebut agar terjadi defleksi sebesar itu.

Hal ini mengilhami Rutherford untuk menyusun teori atom yang kemudian terkenal sebagai teori atom Rutherford.

Model atom Rutherford menyatakan bahwa atom terdiri atas inti kecil yang bermuatan positif yang merupakan tempat terkonsentrasinya hampir seluruh massa atom dengan elektronnya terdapat pada jarak yang agak jauh seperti gambar berikut :



Dengan memandang sebuah atom sebagai sesuatu yang tampak terdiri atas sebagian besar ruang hampa, maka dengan mudah dapat dilihat mengapa sebagian besar dari partikel alfa menembus selaput logam itu. Namun bila partikel alfa mendekati inti, partikel akan dipengaruhi medan listrik yang kuat dan mempunyai peluang besar untuk dihamburkan dengan sudut yang besar. Elektron atom tersebut yang sangat ringan hampir tidak mempengaruhi gerak partikel yang datang.

Eksperimen Geiger dan Marsden dan pekerjaan selanjutnya yang serupa itu memberi informasi mengenai inti atom yang membentuk selaput target. Defleksi yang dialami partikel ketika partikel lewat dekat sebuah inti bergantung dari besar muatan inti, sehingga dengan

membandingkan hamburan relatif partikel alfa oleh selaput yang berbeda-beda, merupakan suatu cara untuk memperkirakan muatan inti yang bersangkutan. Semua atom suatu unsur didapati mempunyai muatan inti yang unik, dan muatan ini bertambah secara teratur dari suatu unsur ke unsur yang lain dalam tabel berkala. Ternyata muatan positif dalam inti merupakan kelipatan $+e$, bilangan yang menyatakan besar muatan positif dalam inti suatu unsur yang sekarang disebut bilangan atomik unsur itu. Bilangan atomik unsur sama dengan banyaknya proton dalam inti atom tersebut.

2.3. DIMENSI INTI

Menggunakan teori hamburan Rutherford dapat ditentukan batas atas dimensi inti yang berupa jejari inti unsur emas sebagai berikut,

$$K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{2Ze^2}{r} \quad 2.1$$

$$r_0 = \frac{2Ze^2}{4\pi\epsilon_0 K}$$

Harga K maksimum yang didapati pada partikel alfa secara alamiah adalah 7,7 MeV sama dengan $1,2 \times 10^{-12}$

J. Karena $1/4\pi\epsilon_0 = 9 \times 10^9 \text{ N m}^2/\text{c}^2$

$$r_0 = \frac{2 (9 \times 10^2 \text{ N m}^2/\text{c}^2) \times (1,6 \times 10^{-19})}{1,2 \times 10^{-12} \text{ J}}$$

$$= 3,8 \times 10^{-10} \text{ Z. m}$$

Bilangan atomik emas untuk selaput yang biasa dipakai adalah $Z = 79$, sehingga

$$r_0(\text{Au}) = 3,0 \times 10^{-14} \text{ m}$$

$r_0(\text{Au})$ ini jauh lebih kecil dari $\frac{1}{10.000}$ jari-jari atom secara keseluruhan.

2.4. ORBIT ELEKTRON

Model atom Rutherford yang telah diteguhkan secara meyakinkan oleh eksperimen, memberi gambaran sebuah inti bermuatan positif yang kecil dan masif yang dilingkungi pada jarak yang relatif besar oleh elektron sehingga atom secara keseluruhan bermuatan netral, menurut model ini elektron tidak dapat diam karena tidak ada yang mempertahankan ditempatnya melawan gaya tarik listrik dari inti. Secara dinamika klasik atom hidrogen dipandang, elektron mengorbit dalam bentuk lingkaran.

Gaya sentripetal:

$$F_s = \frac{mv^2}{r}$$

mempengaruhi elektron pada orbit r dari inti yang menariknya dengan gaya listrik sebesar

$$F_e = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \quad 2.1$$

Syarat kemantapan orbit adalah :

$$F_s = F_e$$

$$\frac{m v^2}{r} = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \quad 2.2$$

Sehingga kecepatan elektron v berhubungan dengan jari-jari r melalui rumus

$$v = \frac{e}{\sqrt{4\pi\epsilon_0 m r}} \quad 2.3$$

Energinya adalah

$$K = \frac{1}{2} m v^2$$

$$V = - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

Maka energi totalnya adalah sebagai berikut :

$$E = K + V$$

$$\begin{aligned}
 &= \frac{m \cdot v^2}{2} - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \\
 &= - \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}
 \end{aligned}$$

2.4

Energi elektron bertanda negatif menunjukkan bahwa setiap elektron atomik terikat pada inti.

2.5. ATOM BOHR HIDROGEN

Penyebab kegagalan Fisika klasik dalam menghasilkan analisa struktur atom ialah kenyataan Fisika klasik menghampiri alam secara eksklusif dalam konsep abstrak partikel dan gelombang sebagai sesuatu yang jauh terpisah. Kesalahan Fisika klasik mulai berkurang ketika teori kelakuan partikel dari gelombang dan sifat gelombang dari partikel mulai diterima.

Bohr menggabungkan pengertian Fisika klasik dan modern, namun demikian teori atom sepenuhnya diterima setelah pandangan mekanika kuantum terbukti ampuh yang terbukti dengan eksperimen-eksperimen.

Kemantapan teori atom Bohr untuk menerangkan asal usul garis spektrum merupakan salah satu hasil yang menonjol, sehingga dirasa pantas untuk memulai membuka teori itu dengan menerapkannya pada spektrum atomik. Walaupun jalan menuju model Bohr untuk atom Hidrogen,

tidak sama dengan jalan yang ditempuh de Broglie yang memperkenalkan gelombang materi, namun hasilnya ternyata sama.

Panjang gelombang de Broglie adalah :

$$\lambda = \frac{h}{m v} \quad 2.5$$

dengan :

$$v = \frac{e}{\sqrt{4\pi\epsilon_0 m r}}$$

maka

$$\lambda = \frac{h}{e} \sqrt{\frac{4\pi\epsilon_0 r}{m}} \quad 2.6$$

untuk $r = 5,3 \times 10^{-11} \text{ m}$

$$\lambda = 33 \times 10^{-11} \text{ m}$$

panjang gelombang ini tepat sama dengan keliling orbit elektron

$$2\pi r = 33 \times 10^{-11} \text{ m}$$

Teori atom dibangun dari kenyataan bahwa orbit elektron sama dengan satu panjang gelombang elektron.

Dianggap kelakuan gelombang elektron dalam atom hidrogen serupa dengan vibrasi sosok kawat.

Selanjutnya diambil postulat bahwa sebuah elektron dapat mengelilingi inti hanya dalam orbit yang mengandung bilangan bulat kali panjang gelombang de Broglie. Postulat ini menggabungkan sifat gelombang

dan sifat partikel elektron dalam satu pernyataan tunggal, karena panjang gelombang elektronnya diturunkan dari kelajuan orbital yang diperlukan untuk mengimbangi tarikan inti.

Syarat kemandapan elektron :

$$n \lambda = 2\pi r_n \quad ; \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad 2.7$$

$$\text{untuk } \lambda = \frac{h}{e} \sqrt{\frac{4\pi r_{\infty}}{m}} = 2\pi r_n$$

Jari-jari Bohr untuk atom hidrogen diberi lambang a_0 .

$$a_0 = r_1 = 5,292 \times 10^{-11} \text{ m} = 0,529 \text{ \AA}$$

Jari-jari yang lain dapat dinyatakan dengan a_0

$$r_n = n^2 a_0$$

sehingga jarak antar orbit yang berdekatan bertambah besar. Berbagai orbit yang diijinkan berkaitan dengan energi elektron yang berbeda-beda. Energi elektron E_n dinyatakan dalam jari-jari orbit r_n diberikan dalam persamaan berikut :

$$E_n = - \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r_n}$$

$$\text{untuk } r_n = \frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{m e^2 \pi}$$

$$\text{maka } E_n = - \frac{m e^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n^2} \right) \quad ; \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad 2.8$$

Energi yang ditentukan dari persamaan disebut

tingkat energi dari atom Hidrogen. Tingkat energi ini semuanya negatif yang menyatakan bahwa elektron tidak memiliki energi yang cukup untuk melepaskan diri dari atom. Tingkat energi yang terendah E_1 disebut keadaan dasar dari atom dan tingkat energi lebih tinggi E_2, E_3, E_4, \dots disebut tingkat eksitasi.

Deretan tingkat energi merupakan karakteristik semua atom tidak hanya Hidrogen. Seperti kasus energi partikel dalam kotak, pembatasan elektron dalam satu daerah ruang menimbulkan pembatasan pada fungsi gelombang yang diperbolehkan, sehingga membatasi energi yang diinginkan hanya pada energi tertentu saja. Terdapatnya tingkat energi atomik merupakan contoh lebih lanjut dari kuantisasi atau kecatuan dari kuantitas fisis dalam skala mikroskopik.

Kehadiran tingkat energi diskrit tertentu dalam atom Hidrogen menyarankan adanya hubungan dengan spektrum garis.

Bohr mempostulatkan bahwa orbit-orbit elektron yang diperbolehkan hanyalah orbit yang memenuhi hubungan sebagai berikut

$$n\lambda = \frac{nh}{2mv} = 2\pi r \quad 2.10$$

atau

$$mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad 2.11$$

Persamaan 2.11 diatas adalah momentum sudut elektron, yang bergerak dalam orbit lingkaran berjari-jari r dengan h adalah konstanta Planck dan n bilangan bulat yang disebut bilangan kuantum utama.

Energi kinetik orbit didapatkan :

$$K = \frac{n^2 h^2}{8\pi^2 m r^2} = \frac{kez}{2r} \quad 2.12$$

Energi total yang berhubungan dengan bilangan kuantum n adalah

$$E_n = \frac{2\pi^2 z^2 e^2 m k^2}{n^2 h^2} \quad 2.13$$

Teori elektrodinamika klasik mengatakan, bahwa suatu muatan yang mengorbit (karena itu dipercepat) seharusnya memancarkan radiasi. Radiasi itu haruslah mempunyai frekuensi yang sama dengan frekuensi revolusi orbit.

Bohr mempostulatkan bahwa atom dalam memancarkan radiasi hanya boleh terjadi bila elektron mula-mula berada dalam salah satu orbit yang diperbolehkan untuk $n=n$ berhubungan dengan E_1 dan $n=m$ untuk E_2 , maka elektron akan memancarkan foton yang berenergi sama dengan perbedaan energi elektron dalam dua orbit

tersebut.

Panjang gelombang foton diperoleh dari hubungan

$$E = hf = E_2 - E_1 \quad 2.14$$

dengan f adalah frekuensi radiasi kuantum cahaya atau foton.

$$hf = \frac{2\pi^2 k^2 m z^2 e^2}{h^2} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$f = \frac{2\pi^2 k^2 m z^2 e^2}{h^3} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad 2.15$$

untuk $f = c/\lambda$

$k = 1/\lambda$ (k : bilangan gelombang)

maka

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 k^2 m z^2 e^2}{h^3 c} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad 2.16$$

Persamaan 2.16 diatas disebut sebagai persamaan untuk spektrum hidrogen.

Untuk konstanta Rydberg,

$$R = \frac{2\pi^2 m z^2 e^2}{h^3 c}, \text{ maka}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad 2.17$$

Dalam hubungannya dengan spektrum, maka pada bagian tampak dari spektrum hidrogen dipenuhi oleh rumusan

Balmer :

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad 2.18$$

dengan $n = 3, 4, 5, \dots$

Sedangkan untuk garis spektrum hidrogen dalam daerah ungu ultra (UV) dan infra merah ada dalam deret lain.

Spektrum ultra ungu terdapat dalam deret Lyman :

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad 2.19$$

dengan $n = 2, 3, 4, \dots$

Untuk daerah infra merah terdapat tiga spektrum yang komponennya memiliki panjang gelombang yang ditentukan oleh :

- deret Paschen

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad 2.20$$

dengan $n = 4, 5, 6, \dots$

- deret Bracket

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad 2.21$$

dengan $n = 5, 6, 7, \dots$

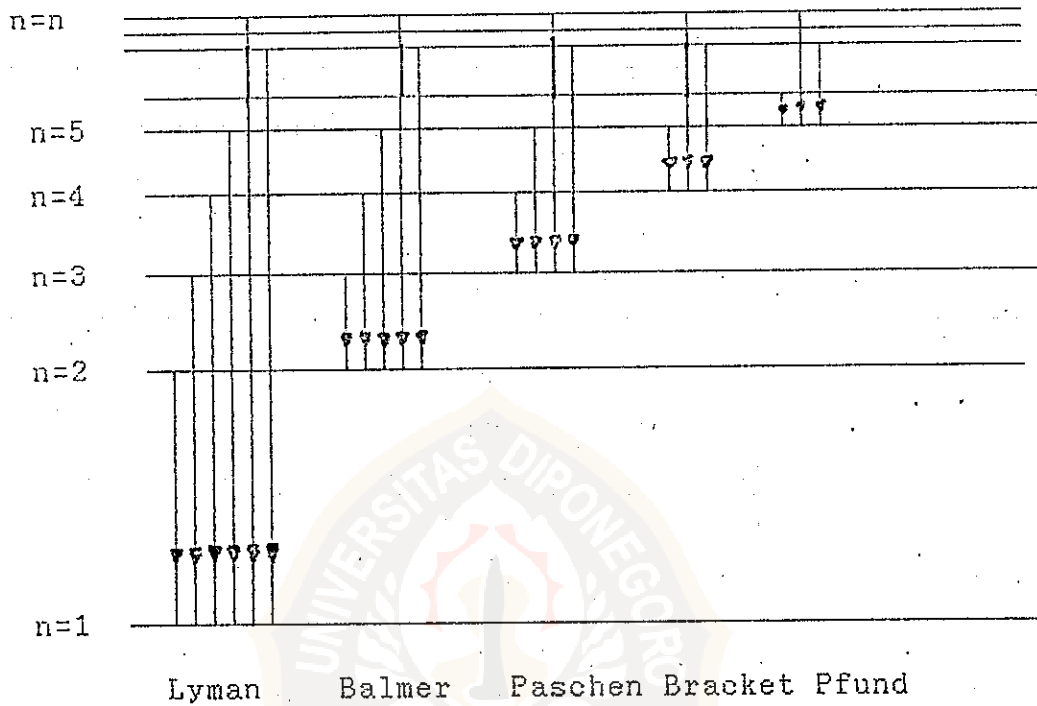
- deret Pfund

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad 2.22$$

dengan $n = 6, 7, 8, \dots$

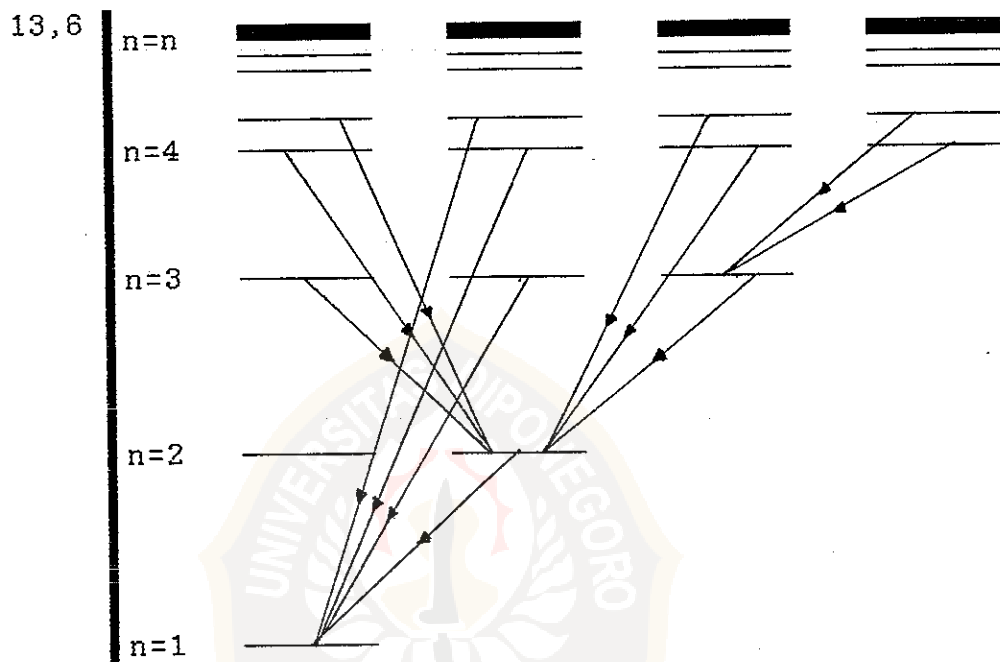
Jumlah garis spektra atom bergantung pada konfigurasi atau susunan elektron dalam atom yang mengalami eksitasi. Spektra sederhana dihasilkan oleh atom Hidrogen, sedangkan spektra kompleks dihasilkan oleh atom yang mempunyai sumbu orbital d dan f. Namun sesungguhnya setiap atom menghasilkan jumlah garis spektra yang cukup banyak.

Pola transisi elektron yang menghasilkan spektra sederhana dapat dilihat pada gambar dibawah, terlihat lima seri spektra atom Hidrogen akibat transisi elektron dari tingkat tenaga yang satu ke tingkat tenaga yang lain. Seperti digambarkan berikut ini pada gambar 2.3.



Gb.2.3. Garis spektral dari transisi antar tingkat energi

Energi
eksitasi, eV



gb.2.4. Diagram tingkat energi hidrogen yang menunjukkan asal mula beberapa garis spektral utama.