

BUKU TEKS ONLINE

Pengantar Kimia

© Iwanami Publishing Company

Pengantar Penerjemah

Untuk mengatasi keterbatasan akses pada buku teks dan masalah bahasa, maka saya berinisiatif menerjemahkan buku elektronik ini, yang dapat diakses gratis. Buku versi internet ini adalah sebagai buku gratis untuk mahasiswa yang memiliki akses terbatas pada buku cetak dan menghadapi masalah bahasa dalam membaca buku bahasa asing. Saya berharap pembaca dapat mengambil manfaat dari buku ini. Saya menyampaikan terimakasih kepada Professor Ito atas bantuannya merealisasikan proyek ini dan kepada Iwanami Publishing Company yang mengizinkan publikasi edisi internet tanpa mengklaim *royalty*. Terimakasih pula kepada Dr. Bambang Prijamboedi yang telah membaca dan memberikan beberapa koreksi akhir.

Ismunandar

Prakata

Buku teks ini awalnya ditulis dalam bahasa Jepang sebagai volume pertama seri “Pengantar Kimia” (ada total delapan buku) yang diterbitkan oleh Iwanami Publishing Co. pada tahun 1996. Tujuan penulis menulis buku teks, ”Kimia Dasar”, adalah memberikan petunjuk kompak pada kimia modern tidak hanya bagi mahasiswa tahun pertama yang akan berkonsentrasi pada bidang sains/teknologi, tetapi juga bagi apa yang disebut sebagai pelajar “seni” atau warga masyarakat umum. Akibatnya, tidak terlalu banyak matematik. Namun, sejumlah cukup halaman dialokasikan sebagai pendahuluan pada kimia struktural (Bab 1-4). Menurut penulis, konsep of orbital dan geometrinya merupakan bagian yang paling penting kimia dasar. Tanpa pengetahuan ini, seseorang tidak akan pernah memahami bagian penting kimia modern, yakni hubungan struktur molekular dan fungsinya.

Bagian kedua dalam Bab 11-13. Dengan mempelajari bab-bab ini, pelajar dapat melihat apa yang dilakukan kimiawan (khususnya kimiawan di laboratorium) dalam kesehariannya di laboratorium. Pelajar dapat pada saat yang sama mempelajari *rasa* metodologi kimia modern. Akhirnya, bab 14 secara ringkas memaparkan aspek sosiologi kimia modern yang secara alami mencakup isu lingkungan. Peran kimia dalam mempertahankan masyarakat yang berkelanjutan juga didiskusikan.

Harus disampaikan bahwa penggunaan model molekular (misalnya model molekular HGS) akan membuat studi beberapa bab (khususnya bab 1, 2, 3 dan 9) jauh lebih mudah. Alasannya jelas. Molekul adalah objek 3-dimensi. Struktur molekular yang dicetak di buku ini jelas berupa gambar 2-dimensi. Kemampuan gambar 2-dimensi untuk menampilkan informasi 3-dimensi jelas terbatas.

Akhirnya pengarang ingin menyampaikan terimakasih yang tulus pada Prof. M. M. Ito, anggota IUPAC CCE, atas usaha kerasnya dari awal proyek ini. Tanpa inisiatif dan kerjanya, proyek ini tidak akan pernah terwujud.

Penulis juga memberikan penghargaan yang tinggi pada bantuan Professor Emeritus E. E. Daub, *University of Wisconsin*, atas kebaikannya memikul tanggung jawab membaca manuskrip berbahasa Inggris dan memberikan

banyak perubahan penting-penambahan dan pengurangan-yang membuat buku berbahasa Inggrisnya mencapai tingkat yang dapat diterima.

Penulis juga ingin mengucapkan terimakasih pada Iwanami Shoten dan Mr. Masao Kuwabara, editor. Penerbit telah baik hati mengizinkan penerjemahan dan distribusi bebas buku ini melalui *homepage* IUPAC CCE, dan Mr. Kuwabara mengatur urusan yang sangat rumit ini dengan sangat terampil.

Juli, 2006

Yoshito Takeuchi

Professor Emeritus, *the University of Tokyo*

Daftar Isi

1	<i>Lahirnya Teori Atom</i>	1
1.1	Lahirnya kimia	1
a	Teori atom kuno	2
b	Teori atom Dalton	3
c	Bukti keberadaan atom	4
1.2	Komponen-komponen materi	6
a	Atom	6
b	Molekul	8
c	Ion	8
1.3	Stoikiometri	9
a	Tahap awal stoikiometri	9
b	Massa atom relatif dan massa atom	10
c	Massa molekul dan massa rumus	12
d	Kuantitas materi dan mol	13
e	Satuan massa atom (sma)	14
2	<i>Struktur Atom</i>	16
2.1	Penemuan elektron	16
2.2	Model atom	19
a	Ukuran atom	19
b	Penemuan inti atom	20
2.3	Dasar-dasar teori kuantum klasik	21
a	Spektrum atom	21
b	Teori Bohr	22
c	Spektra atom hidrogen	25
d	Hukum Moseley	26
e	Keterbatasan teori Bohr	27
2.4	Kelahiran mekanika kuantum	28
a	Sifat gelombang partikel	28
b	Prinsip ketidakpastian	29
c	Persamaan Schrödinger	30
d	Orbital	33
3	<i>Ikatan Kimia</i>	41
3.1	Teori ikatan kimia sebelum abad 20	41
a	Afinitas kimia	41
b	Dualisme Elektrokimia	42

c	Teori Valensi.....	42
3.2	Teori ikatan kimia berdasarkan teori Bohr.....	44
a	Ikatan ionik.....	44
b	Ikatan kovalen.....	45
c	Ikatan koordinat.....	46
3.3	Teori kuantum ikatan kimia.....	48
a	Metoda Heitler dan London.....	48
b	Pendekatan ikatan valensi.....	50
c	Pendekatan orbital molekul.....	51
3.4	Jenis ikatan kimia lain.....	53
a	Ikatan logam.....	53
b	Ikatan hidrogen.....	54
c	Ikatan Van der Waals.....	55
4	<i>Bentuk Molekul.....</i>	59
4.1	Struktur molekul sederhana.....	59
a	Teori tolakan pasangan elektron valensi.....	59
b	Hibridisasi orbital atom.....	62
4.2	Struktur senyawa karbon.....	64
a	Keisomeran karena atom karbon asimetrik, keisomeran optik.....	64
b	Isomer geometri.....	66
c	Struktur benzen.....	68
d	Struktur etana: analisis konformasional.....	68
4.3	Struktur senyawa anorganik.....	71
5	<i>Sistem Periodik.....</i>	79
5.1	Tabel Periodik.....	79
a	Usulan-usulan sebelum Mendeleev.....	79
b	Prediksi Mendeleev dan kebenarannya.....	80
c	Tabel Periodik dan konfigurasi elektron.....	82
5.2	Sifat periodik unsur.....	86
a	Energi Ionisasi pertama.....	86
b	Afinitas elektron dan keelektronegatifan.....	88
c	Bilangan oksidasi atom.....	91
d	Ukuran atom dan ion.....	93
5.3	Keperiodikan sifat senyawa sederhana.....	96
a	Keperiodikan sifat oksida.....	96
b	Keperiodikan sifat hidrida.....	99
6	<i>Gas.....</i>	104
6.1	Hukum gas ideal.....	104
a	Sifat gas.....	104
b	Volume dan tekanan.....	105
c	Volume dan temperatur.....	106
d	Persamaan gas ideal.....	108
e	Hukum tekanan parsial.....	109
6.2	Gas ideal dan gas nyata.....	111

a	Persamaan keadaan van der Waals.....	111
b	Temperatur dan tekanan kritis.....	112
c	Pencairan gas	113
6.3	Teori kinetik molekular gas	113
7	<i>Cairan dan Larutan</i>	118
7.1	Karakteristik Cairan.....	118
7.2	Sifat Cairan.....	120
a	Tekanan uap	120
b	Titik didih.....	122
c	Titik beku	124
7.3	Kesetimbangan fasa dan diagram fasa.....	125
7.4	Larutan.....	126
a	Konsentrasi	127
b	Tekanan uap	127
c	Larutan ideal dan nyata	129
d	Kenaikan titik didih dan penurunan titik beku	130
e	Tekanan osmosis	132
f	Viskositas	132
g	Tegangan permukaan	133
8	<i>Padatan.....</i>	139
8.1	Padatan kristalin dan amorf	139
a	Bahan kristalin	139
b	Padatan amorf	141
8.2	Struktur padatan kristalin	142
a	Susunan terjejal.....	142
b	Kubus berpusat badan	145
c	Analisis kristalografi sinar-X	145
8.3	Berbagai kristal	147
a	Kristal logam.....	148
b	Kristal ionik	149
c	Kristal molekular.....	151
d	Kristal kovalen.....	152
e	Kristal cair.....	154
9	<i>Asam dan Basa.....</i>	159
9.1	Pembentukan konsep asam dan basa	159
9.2	Teori asam basa.....	160
a	Kesetimbangan kimia.....	160
b	Kesetimbangan disosiasi elektrolit.....	161
c	Teori disosiasi elektrolit Arrhenius.....	162
d	Teori Brønsted dan Lowry	163
e	Disosiasi asam dan basa	164
f	Teori asam basa Lewis	168
9.3	Netralisasi.....	169
a	Netralisasi	170

b	Garam.....	171
c	Kurva titrasi	173
d	Kerja bufer	177
e	Indikator.....	178
10	<i>Oksidasi dan Reduksi</i>	183
10.1	Konsep oksidasi-reduksi	183
a	Penemuan oksigen.....	183
b	Peran hidrogen	184
c	Peran elektron	185
d	Oksidan dan reduktan (bahan pengoksidasi dan pereduksi).....	186
e	Bilangan oksidasi	187
f	Penyusunan persamaan reduksi oksidasi.....	188
10.2	Sel Galvani(Elektrik)	192
a	Struktur sel	192
10.3	Potensial (gaya gerak listrik) sel	194
a	Standarisasi potensial	194
b	Potensial elektroda normal.....	195
c	Persamaan Nernst.....	198
10.4	Sel-sel yang digunakan dalam praktek	200
a	Baterai timbal	200
b	Sel lain	201
c	Sel Bahan Bakar.....	203
10.5	Elektrolisis	204
a	Sel dan elektrolisis	204
b	Hukum elektrolisis Faraday	205
c	Elektrolisis penting di industri	206
11	<i>Sintesis Material</i>	210
11.1	Lahirnya konsep sintesis	210
11.2	Sintesis bahan anorganik industri	212
a	Natrium karbonat Na_2CO_3	213
b	Asam sulfat	215
c	Amonia dan asam nitrat	216
11.3	Sintesis organik	218
a	Reaksi Grignard	218
b	The Diels-Alder reaction.....	220
c	Sintesis asimetrik	222
12	<i>Pemurnian Material</i>	224
12.1	Material murni dan campuran	224
12.2	Analisis unsur	224
12.3	Metoda pemisahan standar	226
a	Filtrasi	226
b	Adsorpsi	227
c	Rekristalisasi	227
d	Distilasi	228

e	Ekstraksi.....	231
12.4	Kromatografi.....	233
a	Kromatografi partisi.....	234
b	Paper kromatografi.....	236
c	Kromatografi gas.....	237
d	HPLC.....	237
13	<i>Penentuan Struktur Material.....</i>	239
13.1	Awal mula penentuan struktur.....	239
a	Uji titik leleh campuran.....	240
b	Penggunaan turunan padatan.....	240
c	Perbandingan sifat fisik.....	241
d	Reaksi kalitatif.....	242
13.2	Metoda spektroskopik.....	242
a	Spektroskopi UV-VIS.....	243
b	Spektroskopi Infra merah (IR).....	245
13.3	Spektroskopi NMR.....	249
a	Prinsip.....	249
b	Kopiling spin-spin.....	253
14	<i>Kimia abad 21.....</i>	255
14.1	Pandangan baru tentang materi.....	255
a	Deteksi interaksi lemah.....	255
b	Senyawa klatrat.....	255
c	Penemuan eter mahkota.....	256
d	Kimia susunan molekular (<i>molecular assemblies</i>).....	257
e	Kimia supramolekul.....	259
14.2	Kesetimbangan dengan alam.....	259
a	Efek “skala besar” zat.....	259
b	Kimia lingkungan.....	261

1 Lahirnya Teori Atom

Kimia modern berdasarkan atas teori atom. Untuk memahami teori atom, Anda pertama harus mempelajari hukum-hukum fundamental termasuk hukum kekekalan massa, hukum perbandingan tetap, dan hukum perbandingan berganda. Hukum-hukum ini adalah dasar teori atom dan pada saat yang sama merepresentasikan kesimpulan yang ditarik dari teori atom. Namun, teori atom sendiri tidak lengkap. Kimia dapat menjadi sistem yang konsisten sejak teori atom dikombinasikan dengan konsep molekul. Di masa lalu, keberadaan atom hanyalah hipotesis. Di awal abad ke-20 teori atom akhirnya terbukti. Juga menjadi jelas bahwa atom terdiri atas partikel-partikel yang lebih kecil. Teori atom saat ini secara perlahan berkembang sejalan dengan perkembangan ini dan menjadi kerangka dunia material.

1.1 Lahirnya kimia

Kimia modern dimulai oleh kimiawan Perancis Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Ia menemukan hukum kekekalan massa dalam reaksi kimia, dan mengungkap peran oksigen dalam pembakaran. Berdasarkan prinsip ini, kimia maju di arah yang benar.

Sebenarnya oksigen ditemukan secara independen oleh dua kimiawan, kimiawan Inggris Joseph Priestley (1733-1804) dan kimiawan Swedia Carl Wilhelm Scheele (1742-1786), di penghujung abad ke-18. Jadi, hanya sekitar dua ratus tahun sebelum kimia modern lahir. Dengan demikian, kimia merupakan ilmu pengetahuan yang relatif muda bila dibandingkan dengan fisika dan matematika, keduanya telah berkembang beberapa ribu tahun.

Namun alkimia, metalurgi dan farmasi di zaman kuno dapat dianggap sebagai akar kimia. Banyak penemuan yang dijumpai oleh orang-orang yang terlibat aktif di bidang-bidang ini berkontribusi besar pada kimia modern walaupun alkimia didasarkan atas teori yang salah. Lebih lanjut, sebelum abad ke-18, metalurgi dan farmasi sebenarnya didasarkan atas pengalaman saja dan bukan teori. Jadi, nampaknya tidak mungkin titik-titik awal ini yang kemudian berkembang menjadi kimia modern. Berdasarkan hal-hal ini dan sifat kimia modern yang terorganisir baik dan sistematis metodologinya, akar sebenarnya kimia modern mungkin dapat ditemui di filosofi Yunani kuno.

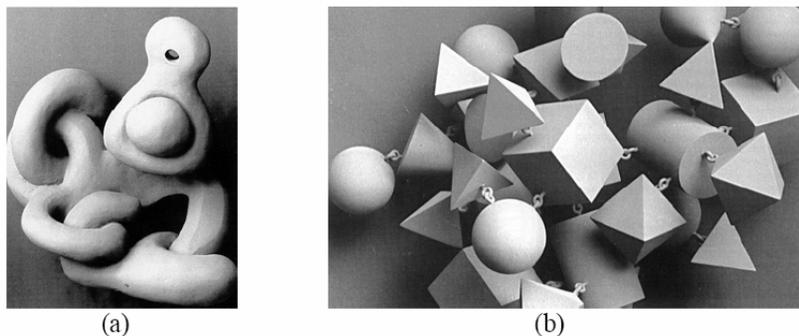
Jalan dari filosofi Yunani kuno ke teori atom modern tidak selalu mulus. Di Yunani kuno, ada perselisihan yang tajam antara teori atom dan penolakan keberadaan atom. Sebenarnya, teori atom tetap tidak ortodoks dalam dunia kimia dan sains. Orang-orang terpelajar tidak tertarik pada teori atom sampai abad ke-18. Di awal abad ke-19, kimiawan Inggris John Dalton (1766-1844)

melahirkan ulang teori atom Yunani kuno. Bahkan setelah kelahirannya kembali ini, tidak semua ilmuwan menerima teori atom. Tidak sampai awal abad 20 teori ato, akhirnya dibuktikan sebagai fakta, bukan hanya hipotesis. Hal ini dicapai dengan percobaan yang terampil oleh kimiawan Perancis Jean Baptiste Perrin (1870-1942). Jadi, perlu waktu yang cukup panjang untuk menetapkan dasar kimia modern.

Sebagaimana dicatat sebelumnya, kimia adalah ilmu yang relatif muda. Akibatnya, banyak yang masih harus dikerjakan sebelum kimia dapat mengklaim untuk mempelajari materi, dan melalui pemahaman materi ini memahami alam ini. Jadi, sangat penting di saat awal pembelajaran kimia kita meninjau ulang secara singkat bagaimana kimia berkembang sejak kelahirannya.

a Teori atom kuno

Sebagaimana disebut tadi, akar kimia modern adalah teori atom yang dikembangkan oleh filsuf Yunani kuno. Filosofi atomik Yunani kuno sering dihubungkan dengan Democritos (kira-kira 460BC- kira-kira 370 BC). Namun, tidak ada tulisan Democritos yang tinggal. Oleh karena itu, sumber kita haruslah puisi panjang “*De rerum natura*” yang ditulis oleh seniman Romawi Lucretius (kira-kira 96 BC- kira-kira 55 BC).



Gambar 1.1 Dunia atom Democritos. Sayang, kita tidak dapat menduga gambaran atom seperti yang dibayangkan oleh Democritos. Kimiawan Jerman telah menyarankan gambaran atom sebagaimana dibayangkan Democritos. (a) atom zat yang manis (b) zat yang pahit (direproduksi dari: F. Berr, W. Pricha, Atommodelle, Deutsches Museum, 1987.)

Atom yang dipaparkan oleh Lucretius memiliki kemiripan dengan molekul modern. Anggur (*wine*) dan minyak zaitun, misalnya memiliki atom-atom sendiri. Atom adalah entitas abstrak. Atom memiliki bentuk yang khas dengan fungsi yang sesuai dengan bentuknya. ”Atom anggur bulat dan mulus sehingga dapat melewati kerongkongan dengan mulus sementara atom kina kasar dan akan

sukar melalui kerongkongan”. Teori struktural modern molekul menyatakan bahwa terdapat hubungan yang sangat dekat antara struktur molekul dan fungsinya.

Walaupun filosofi yang terartikulasi oleh Lucretius tidak didukung oleh bukti yang didapat dari percobaan, inilah awal kimia modern.

Dalam periode yang panjang sejak zaman kuno sampai zaman pertengahan, teori atom tetap In heretikal (berlawanan dengan teori yang umum diterima) sebab teori empat unsur (air, tanah, udara dan api) yang diusulkan filsuf Yunani kuno Aristotole (384 BC-322 BC) menguasai. Ketika otortas Aristotle mulai menurun di awal abad modern, banyak filsuf dan ilmuwan mulai mengembangkan teori yang dipengaruhi teori atom Yunani. Gambaran materi tetap dipegang oleh filsuf Perancis Rene Descartes (1596-1650), filsuf Jerman Gottfried Wilhelm Freiherr von Leibniz (1646-1716), dan ilmuwan Inggris Sir Issac Newton (1642-1727) yang lebih kurang dipengaruhi teori atom.

b Teori atom Dalton

Di awal abad ke-19, teori atom sebagai filosofi materi telah dikembangkan dengan baik oleh Dalton yang mengembangkan teori atomnya berdasarkan peran atom dalam reaksi kimia. Teori atomnya dirangkumkan sebagai berikut:

Teori atom Dalton:

- (i) partikel dasar yang menyusun unsur adalah atom. Semua atom unsur tertentu identik.
- (ii) massa atom yang berjenis sama akan identik tetapi berbeda dengan massa atom unsur jenis lain.
- (iii) keseluruhan atom terlibat dalam reaksi kimia. Keseluruhan atom akan membentuk senyawa. Jenis dan jumlah atom dalam senyawa tertentu tetap.

Dasar teoritik teori Dalton terutama didasarkan pada hukum kekekalan massa dan hukum perbandingan tetap¹, keduanya telah ditemukan sebelumnya, dan hukum perbandingan berganda² yang dikembangkan oleh Dalton sendiri.

¹ Senyawa tertentu selalu mengandung perbandingan massa unsur yang sama.

² Bila dua unsur A dan B membentuk sederet senyawa, rasio massa B yang bereaksi dengan sejumlah A dapat direduksi menjadi bilangan bulat sederhana.

Atom Democritus dapat dikatakan sebagai sejenis miniatur materi. Jadi jumlah jenis atom akan sama dengan jumlah materi. Di pihak lain, atom Dalton adalah penyusun materi, dan banyak senyawa dapat dibentuk oleh sejumlah terbatas atom. Jadi, akan terdapat sejumlah terbatas jenis atom. Teori atom Dalton mensyaratkan proses dua atau lebih atom bergabung membentuk materi. Hal ini merupakan alasan mengapa atom Dalton disebut atom kimia.

c Bukti keberadaan atom

Ketika Dalton mengusulkan teori atomnya, teorinya menarik cukup banyak perhatian. Namun, teorinya ini gagal mendapat dukungan penuh. Beberapa pendukung Dalton membuat berbagai usaha penting untuk mempersuasi yang melawan teori ini, tetapi beberapa oposisi masih tetap ada. Kimia saat itu belum cukup membuktikan keberadaan atom dengan percobaan. Jadi teori atom tetap merupakan hipotesis. Lebih lanjut, sains setelah abad ke-18 mengembangkan berbagai percobaan yang membuat banyak saintis menjadi skeptis pada hipotesis atom. Misalnya, kimiawan tenar seperti Sir Humphry Davy (1778-1829) dan Michael Faraday (1791-1867), keduanya dari Inggris, keduanya ragu pada teori atom.

Sementara teori atom masih tetap hipotesis, berbagai kemajuan besar dibuta di berbagai bidang sains. Salah satunya adalah kemunculan termodinamika yang cepat di abad 19. Kimia struktural saat itu yang direpresentasikan oleh teori atom hanyalah masalah akademik dengan sedikit kemungkinan aplikasi praktis. Tetapi termodinamika yang diturunkan dari isu praktis seperti efisiensi mesin uap nampak lebih penting. Ada kontroversi yang sangat tajam antara atomis dengan yang mendukung termodinamika. Debat antara fisikawan Austria Ludwig Boltzmann (1844-1906) dan kimiawan Jerman Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932) dengan fisikawan Austria Ernst Mach (1838-1916) pantas dicatat. Debat ini berakibat buruk, Boltzmann bunuh diri.

Di awal abad 20, terdapat perubahan besar dalam minat sains. Sederet penemuan penting, termasuk keradioaktifan, menimbulkan minat pada sifat atom, dan lebih umum, sains struktural. Bahwa atom ada secara percobaan dikonfirmasi dengan percobaan kesetimbangan sedimentasi oleh Perrin.

Botanis Inggris, Robert Brown (1773-1858) menemukan gerak takberaturan partikel koloid dan gerakan ini disebut dengan gerak Brow, untuk menghormatinya. Fisikawan Swiss Albert Einstein

(1879-1955) mengembangkan teori gerak yang berdasarkan teori atom. Menurut teori ini, gerak Brown dapat diungkapkan dengan persamaan yang memuat bilangan Avogadro.

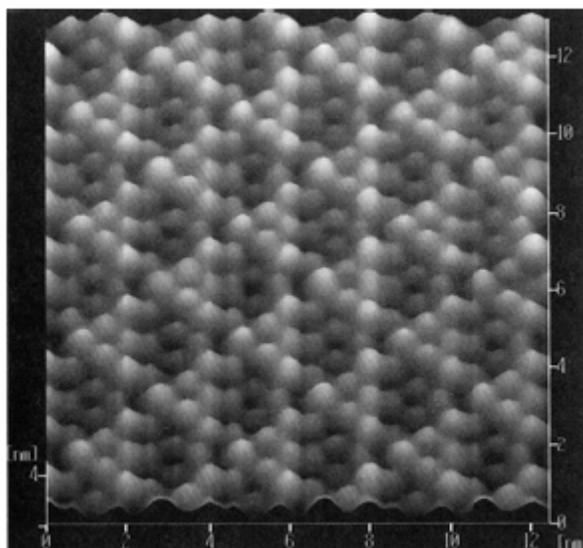
$$D = (RT/N) \cdot (1/6\pi\alpha\eta) \quad (1.1)$$

D adalah gerakan partikel, R tetapan gas, T temperatur, N bilangan Avogadro, α jari-jari partikel dan η viskositas larutan.

Inti ide Perrin adalah sebagai berikut. Partikel koloid bergerak secara random dengan gerak Brown dan secara simultan mengendap ke bawah oleh pengaruh gravitasi. Kesenjangan sedimentasi dihasilkan oleh kesetimbangan dua gerak ini, gerak random dan sedimentasi. Perrin dengan teliti mengamati distribusi partikel koloid, dan dengan bantuan persamaan 1.1 dan datanya, ia mendapatkan bilangan Avogadro. Mengejutkan nilai yang didapatkannya cocok dengan bilangan Avogadro yang diperoleh dengan metoda lain yang berbeda. Kecocokan ini selanjutnya membuktikan kebenaran teori atom yang menjadi dasar teori gerak Brown.

Tidak perlu disebutkan, Perrin tidak dapat mengamati atom secara langsung. Apa yang dapat dilakukan saintis waktu itu, termasuk Perrin, adalah menunjukkan bahwa bilangan Avogadro yang didapatkan dari sejumlah metoda yang berbeda berdasarkan teori atom identik. Dengan kata lain mereka membuktikan teori atom secara tidak langsung dengan konsistensi logis.

Dalam kerangka kimia modern, metodologi seperti ini masih penting. Bahkan sampai hari ini masih tidak mungkin mengamati langsung partikel sekecil atom dengan mata telanjang atau mikroskop optik. Untuk mengamati langsung dengan sinar tampak, ukuran partikelnya harus lebih besar daripada panjang gelombang sinar tampak. Panjang gelombang sinar tampak ada dalam rentang $4,0 \times 10^{-7}$ - $7,0 \times 10^{-7}$ m, yang besarnya 1000 kali lebih besar daripada ukuran atom. Jadi jelas di luar rentang alat optis untuk mengamati atom. Dengan bantuan alat baru seperti mikroskop electron (EM) atau *scanning tunneling microscope* (STM), ketidakmungkinan ini dapat diatasi. Walaupun prinsip mengamati atom dengan alat ini, berbeda dengan apa yang terlibat dengan mengamati bulan atau bunga, kita dapat mengatakan bahwa kita kini dapat mengamati atom secara langsung.



Gambar 1.2 Akhirnya kita dapat mengamati atom³. Fotograf permukaan kristal silikon diamati dengan STM. Setiap blok seperti sel adalah atom silikon. Skala 2 nm. Direproduksi dengan izin dari Central Laboratory, Hitachi & Co.

1.2 Komponen-komponen materi

a Atom

Dunia Kimia berdasarkan teori atom, satuan terkecil materi adalah atom. Materi didefinisikan sebagai kumpulan atom. Atom adalah komponen terkecil unsure yang tidak akan mengalami perubahan dalam reaksi Kimia. Semua atom terdiri atas komponen yang sama, sebuah inti dan electron. Diameter inti sekitar 10^{-15} - 10^{-14} m, yakni sekitar 1/10 000 besarnya atom. Lebih dari 99 % massa atom terkonsentrasi di inti. Inti terdiri atas proton dan neutron, dan jumlahnya menentukan sifat unsur.

Massa proton sekitar $1,67 \times 10^{-27}$ kg dan memiliki muatan positif, $1,60 \times 10^{-19}$ C (Coulomb). Muatan ini adalah satuan muatan listrik terkecil dan disebut muatan listrik elementer. Inti memiliki muatan listrik positif yang jumlahnya bergantung pada jumlah proton yang dikandungnya. Massa neutron hampir sama dengan massa proton, tetapi neutron tidak memiliki muatan listrik. Elektron adalah partikel dengan satuan muatan negatif, dan suatu atom tertentu mengandung sejumlah

³ Anda dapat melihat foto-foto STM yang lebih baru di alamat URL <http://www.almaden.ibm.com/vis/stm/gallery.html>

elektron yang sama dengan jumlah proton yang ada di inti atomnya. Jadi atom secara listrik bermuatan netral. Sifat partikel-partikel yang menyusun atom dirangkumkan di Tabel 1.1.

Tabel 1.1 Sifat partikel penyusun atom.

	massa (kg)	Massa relatif	Muatan listrik (C)
proton	$1,672623 \times 10^{-27}$	1836	$1,602189 \times 10^{-19}$
neutron	$1,674929 \times 10^{-27}$	1839	0
elektron	$9,109390 \times 10^{-31}$	1	$-1,602189 \times 10^{-19}$

Jumlah proton dalam inti disebut nomor atom dan jumlah proton dan neutron disebut **nomor massa**. Karena massa proton dan neutron hampir sama dan massa elektron dapat diabaikan dibandingkan massa neutron dan proton, massa suatu atom hampir sama dengan nomor massanya.

Bila nomor atom dan nomor massa suatu atom tertentu dinyatakan, nomor atom ditambahkan di kiri bawah symbol atom sebagai *subscript*, dan nomor massa di kiri atas sebagai *superscript*. Misalnya untuk atom karbon dinyatakan sebagai $^{12}_6\text{C}$ karena nomor atom adalah 6 dan nomor massanya adalah 12. Kadang hanya nomor massanya yang dituliskan, jadi sebagai ^{12}C .

Jumlah proton dan elektron yang dimiliki oleh unsure menentukan sifat Kimia unsure. Jumlah neutron mungkin bervariasi. Suatu unsure tertentu akan selalu memiliki nomor atom yang sama tetapi mungkin memiliki jumlah neutron yang berbeda-beda. Varian-varian ini disebut isotop. Sebagai contoh hydrogen memiliki isotop yang dituliskan di tabel berikut.

Tabel 1.2 Isotop-isotop hidrogen

simbol dan nama	jumlah proton	Jumlah neutron
^1H hidrogen	1	0
^2H deuterium, D	1	1
^3H tritium, T	1	2

Banyak unsur yang ada alami di alam memiliki isotop-isotop. Beberapa memiliki lebih dari dua isotop. Sifat kimia isotop sangat mirip, hanya nomor massanya yang berbeda.

b Molekul

Komponen independen netral terkecil materi disebut molekul. Molekul monoatomik terdiri dari satu atom (misalnya, Ne). Molekul poliatomik terdiri lebih banyak atom (misalnya, CO₂). Jenis ikatan antar atom dalam molekul poliatomik disebut ikatan kovalen (lihat bab 3.2(b)).

Salah satu alasan mengapa diperlukan waktu yang lama sampai teori atom diterima dengan penuh adalah sebagai berikut. Dalam teorinya Dalton menerima keberadaan molekul (dalam terminologi modern) yang dibentuk oleh kombinasi atom yang berbeda-beda, tetapi ia tidak menerima ide molekul diatomik untuk unsur seperti oksigen, hidrogen atau nitrogen yang telah diteliti dengan intensif waktu itu. Dalton percaya pada apa yang disebut “prinsip tersederhana”⁴ dan berdasarkan prinsip ini, ia secara otomatis mengasumsikan bahwa unsur seperti hidrogen dan oksigen adalah monoatomik.

Kimiawan Perancis Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) mengusulkan **hukum reaksi gas** yang menyatakan bahwa dalam reaksi gas, perbandingan volume adalah bilangan bulat. Teori atom Dalton tidak memberikan rasional hukum ini. Di tahun 1811, kimiawan Italia Amedeo Avogadro (1776-1856) mengusulkan unsur gas seperti hidrogen dan oksigen yang bukan monoatomik tetapi diatomik. Lebih lanjut, ia juga mengusulkan bahwa pada temperatur dan tekanan tetap, semua gas dalam volume tertentu mengandung jumlah partikel yang sama. Hipotesis ini awalnya disebut **hipotesis Avogadro**, tetapi kemudian disebut **hukum Avogadro**.

Hukum Avogadro memberikan dasar penentuan massa atom relatif, yakni massa atom (secara nal disebut berat atom). Pentingnya massa atom ini lambat disadari. Kimiawan Italia Stanislao Cannizzaro (1826-1910) menyadari pentingnya hipotesis Avogadro dan validitasnya di *International Chemical Congress* yang diselenggarakan di Karlsruhe, Germany, di tahun 1860, yang diadakan untuk mendiskusikan kesepakatan internasional untuk standar massa atom. Sejak itu, validitas hipotesis Avogadro secara perlahan diterima.

c Ion

Atom atau kelompok atom yang memiliki muatan listrik disebut ion. Kation adalah ion yang memiliki muatan positif, anion memiliki muatan negatif. Tarikan listrik akan timbul antara kation

⁴ Alam menyukai yang tersederhana bila lebih dari satu kemungkinan.

dan anion. Dalam kristal natrium klorida (NaCl), ion natrium (Na^+) dan ion klorida (Cl^-) diikat dengan tarikan listrik. Jenis ikatan ini disebut ikatan ion (lihat bab3.2 (a)).

1.3 Stoikiometri

a Tahap awal stoikiometri

Di awal kimia, aspek kuantitatif perubahan kimia, yakni **stoikiometri** reaksi kimia, tidak mendapat banyak perhatian. Bahkan saat perhatian telah diberikan, teknik dan alat percobaan tidak menghasilkan hasil yang benar.

Salah satu contoh melibatkan **teori flogiston**. Flogistonis mencoba menjelaskan fenomena pembakaran dengan istilah “zat dapat terbakar”. Menurut para flogitonis, pembakaran adalah pelepasan zat dapat terbakar (dari zat yang terbakar). Zat ini yang kemudian disebut “flogiston”. Berdasarkan teori ini, mereka mendefinisikan pembakaran sebagai pelepasan flogiston dari zat terbakar. Perubahan massa kayu bila terbakar cocok dengan baik dengan teori ini. Namun, perubahan massa logam ketika dikalsinasi tidak cocok dengan teori ini. Walaupun demikian flogistonis menerima bahwa kedua proses tersebut pada dasarnya identik. Peningkatan massa logam terkalsinasi adalah merupakan fakta. Flogistonis berusaha menjelaskan anomali ini dengan menyatakan bahwa flogiston bermassa negatif.

Filsuf dari Flanders Jan Baptista van Helmont (1579-1644) melakukan percobaan “willow” yang terkenal. Ia menumbuhkan bibit willow setelah mengukur massa pot bunga dan tanahnya. Karena tidak ada perubahan massa pot bunga dan tanah saat benihnya tumbuh, ia menganggap bahwa massa yang didapatkan hanya karena air yang masuk ke bijih. Ia menyimpulkan bahwa “akar semua materi adalah air”. Berdasarkan pandangan saat ini, hipotesis dan percobaannya jauh dari sempurna, tetapi teorinya adalah contoh yang baik dari sikap aspek kimia kuantitatif yang sedang tumbuh. Helmont mengenali pentingnya stoikiometri, dan jelas mendahului zamannya.

Di akhir abad 18, kimiawan Jerman Jeremias Benjamin Richter (1762-1807) menemukan konsep ekuivalen (dalam istilah kimia modern ekuivalen kimia) dengan pengamatan teliti reaksi asam/basa, yakni hubungan kuantitatif antara asam dan basa dalam reaksi netralisasi. Ekuivalen Richter, atau yang sekarang disebut ekuivalen kimia, mengindikasikan sejumlah tertentu materi dalam reaksi. Satu ekuivalen dalam netralisasi berkaitan dengan hubungan antara sejumlah asam dan sejumlah basa untuk mentralkannya. Pengetahuan yang tepat tentang ekuivalen sangat penting

untuk menghasilkan sabun dan serbuk mesiu yang baik. Jadi, pengetahuan seperti ini sangat penting secara praktis.

Pada saat yang sama Lavoisier menetapkan hukum kekekalan massa, dan memberikan dasar konsep ekuivalen dengan percobaannya yang akurat dan kreatif. Jadi, stoikiometri yang menangani aspek kuantitatif reaksi kimia menjadi metodologi dasar kimia. Semua hukum fundamental kimia, dari hukum kekekalan massa, hukum perbandingan tetap sampai hukum reaksi gas semua didasarkan stoikiometri. Hukum-hukum fundamental ini merupakan dasar teori atom, dan secara konsisten dijelaskan dengan teori atom. Namun, menarik untuk dicatat bahwa, konsep ekuivalen digunakan sebelum teori atom dikenalkan.

b Massa atom relatif dan massa atom

Dalton mengenali bahwa penting untuk menentukan massa setiap atom karena massanya bervariasi untuk setiap jenis atom. Atom sangat kecil sehingga tidak mungkin menentukan massa satu atom. Maka ia memfokuskan pada nilai relatif massa dan membuat tabel massa atom (gambar 1.3) untuk pertamakalinya dalam sejarah manusia. Dalam tabelnya, massa unsur teringan, hidrogen ditetapkan satu sebagai standar ($H = 1$). Massa atom adalah nilai relatif, artinya suatu rasio tanpa dimensi. Walaupun beberapa massa atomnya berbeda dengan nilai modern, sebagian besar nilai-nilai yang diusulkannya dalam rentang kecocokan dengan nilai saat ini. Hal ini menunjukkan bahwa ide dan percobaannya benar.

ELEMENTS

⊙	Hydrogen	1	⊕	Strontian	46
⊖	Azote	5	⊗	Barytes	68
●	Carbon	5	⊖	Iron	50
○	Oxygen	7	⊖	Zinc	56
⊖	Phosphorus	9	⊖	Copper	56
⊕	Sulphur	13	⊖	Lead	90
⊖	Magnesia	20	⊖	Silver	190
⊖	Lime	24	⊗	Gold	190
⊖	Soda	28	⊖	Platina	190
⊖	Potash	42	⊗	Mercury	167

Gambar 1.3 Tabel Dalton yang mendaftarkan simbol dan massa atom unsur. Tabel ini dibuat tahun 1807, dan kini menjadi salah satu koleksi *The Science Museum* di London.

Kemudian kimiawan Swedia Jons Jakob Baron Berzelius (1779-1848) menentukan massa atom dengan oksigen sebagai standar ($O = 100$). Karena Berzelius mendapatkan nilai ini berdasarkan analisis oksida, ia mempunyai alasan yang jelas untuk memilih oksigen sebagai standar. Namun, standar hidrogen jelas lebih unggul dalam hal kesederhanaannya. Kini, setelah banyak diskusi dan modifikasi, standar karbon digunakan. Dalam metoda ini, massa karbon ^{12}C dengan 6 proton dan 6 neutron didefinisikan sebagai 12,0000. Massa atom dari suatu atom adalah massa relatif pada standar ini. Walaupun karbon telah dinyatakan sebagai standar, sebenarnya cara ini dapat dianggap sebagai standar hidrogen yang dimodifikasi.

Soal Latihan 1.1 Perubahan massa atom disebabkan perubahan standar. Hitung massa atom hidrogen dan karbon menurut standar Berzelius ($O = 100$). Jawablah dengan menggunakan satu tempat desimal.

Jawab.

Massa atom hidrogen = $1 \times (100/16) = 6,25$ (6,3), massa atom karbon = $12 \times (100/16) = 75,0$

Massa atom hampir semua unsur sangat dekat dengan bilangan bulat, yakni kelipatan bulat massa atom hidrogen. Hal ini merupakan konsekuensi alami fakta bahwa massa atom hidrogen sama dengan massa proton, yang selanjutnya hampir sama dengan massa neutron, dan massa elektron sangat kecil hingga dapat diabaikan. Namun, sebagian besar unsur yang ada secara alami adalah campuran beberapa isotop, dan massa atom bergantung pada distribusi isotop. Misalnya, massa atom hidrogen dan oksigen adalah 1,00704 dan 15,9994. Massa atom oksigen sangat dekat dengan nilai 16 agak sedikit lebih kecil.

Contoh Soal 1.2 Perhitungan massa atom. Hitung massa atom magnesium dengan menggunakan distribusi isotop berikut: ^{24}Mg : 78,70%; ^{25}Mg : 10,13%, ^{26}Mg : 11,17%.

Jawab:

$$0,7870 \times 24 + 0,1013 \times 25 + 0,1117 \times 26 = 18,89 + 2,533 + 2,904 = 24,327(\text{amu}; \text{lihat bab 1.3(e)})$$

Massa atom Mg = $18,89 + 2,533 + 2,904 = 24,327$ (amu).

Perbedaan kecil dari massa atom yang ditemukan di tabel periodik (24.305) hasil dari perbedaan cara dalam membulatkan angkanya.

c Massa molekul dan massa rumus

Setiap senyawa didefinisikan oleh rumus kimia yang mengindikasikan jenis dan jumlah atom yang menyusun senyawa tersebut. Massa rumus (atau massa rumus kimia) didefinisikan sebagai jumlah massa atom berdasarkan jenis dan jumlah atom yang terdefinisi dalam rumus kimianya. Rumus kimia molekul disebut rumus molekul, dan massa rumus kimianya disebut dengan massa molekul.⁵ Misalkan, rumus molekul karbon dioksida adalah CO_2 , dan massa molekularnya adalah $12 + (2 \times 16) = 44$. Seperti pada massa atom, baik massa rumus dan massa molekul tidak harus bilangan bulat. Misalnya, massa molekul hidrogen klorida HCl adalah 36,5. Bahkan bila jenis dan jumlah atom yang menyusun molekul identik, dua molekul mungkin memiliki massa molekular yang berbeda bila ada isotop berbeda yang terlibat.

⁵ Tidak mungkin mendefinisikan molekul untuk senyawa seperti natrium klorida. Massa rumus untuk NaCl digunakan sebagai ganti massa molekular.

Contoh Soal 1.3 Massa molekular molekul yang mengandung isotop.

Hitung massa molekular air H_2O dan air berat D_2O ($^2\text{H}_2\text{O}$) dalam bilangan bulat.

Jawab

Massa molekular $\text{H}_2\text{O} = 1 \times 2 + 16 = 18$, massa molekular $\text{D}_2\text{O} = (2 \times 2) + 16 = 20$

Perbedaan massa molekular H_2O dan D_2O sangat substansial, dan perbedaan ini sifat fisika dan kimia anantara kedua jenis senyawa ini tidak dapat diabaikan. H_2O lebih mudah dielektrolisis daripada D_2O . Jadi, sisa air setelah elektrolisis cenderung mengandung lebih banyak D_2O daripada dalam air alami.

d Kuantitas materi dan mol

Metoda kuantitatif yang paling cocok untuk mengungkapkan jumlah materi adalah jumlah partikel seperti atom, molekul yang menyusun materi yang sedang dibahas. Namun, untuk menghitung partikel atom atau molekul yang sangat kecil dan tidak dapat dilihat sangat sukar. Alih-alih menghitung jumlah partikel secara langsung jumlah partikel, kita dapat menggunakan massa sejumlah tertentu partikel. Kemudian, bagaimana sejumlah tertentu bilangan dipilih? Untuk menyingkat cerita, jumlah partikel dalam 22,4 L gas pada STP (0°C , 1atm) dipilih sebagai jumlah standar. Bilangan ini disebut dengan bilangan Avogadro. Nama bilangan Loschmidt juga diusulkan untuk menghormati kimiawan Austria Joseph Loschmidt (1821-1895) yang pertama kali dengan percobaan (1865).

Sejak 1962, menurut SI (*Systeme Internationale*) diputuskan bahwa dalam dunia kimia, mol digunakan sebagai satuan jumlah materi. Bilangan Avogadro didefinisikan jumlah atom karbon dalam 12 g $^{12}_6\text{C}$ dan dinamakan ulang konstanta Avogadro.

There are several definitions of “mol”.

Definisi “mol”

- (i) Jumlah materi yang mengandung sejumlah partikel yang terkandung dalam 12 g ^{12}C .
- (ii) satu mol materi yang mengandung sejumlah konstanta Avogadro partikel.
- (iii) Sejumlah materi yang mengandung $6,02 \times 10^{23}$ partikel dalam satu mol.

e Satuan massa atom (sma)

Karena standar massa atom dalam sistem Dalton adalah massa hidrogen, standar massa dalam SI tepat $1/12$ massa ^{12}C . Nilai ini disebut dengan satuan massa atom (sma) dan sama dengan $1,6605402 \times 10^{-27}$ kg dan D (Dalton) digunakan sebagai simbolnya. Massa atom didefinisikan sebagai rasio rata-rata sma unsur dengan distribusi isotop alaminya dengan $1/12$ sma ^{12}C .

Selingan-Siapa pendiri kimia

Priestley, penemu oksigen, adalah seorang kerk dan Scheele menjalankan usaha farmasi. Lavoisier adalah seorang penagih pajak resmi dan Dalton adalah guru di sekolah swasta. Mereka semua mempunyai uang dari kantong sendiri untuk mengerjakan risetnya. Davy dan Faraday adalah kekecualian, keduanya dipekerjakan oleh *Royal Institution*. Saat itu hanya di institusi inilah di Inggris orang dapat memperoleh bayaran untuk pekerjaan di bidang kimia. Training kimia secara sistematis dimulai di *Giesen University*, Jerman. Di sinilah kimiawan Jerman Justus von Liebig (1803-1873) membuat kurikulum baru pertama untuk kimiawan dengan mengkombinasikan kuliah dan percobaan yang dilakukan oleh para siswanya sendiri, dengan demikian membuat kurikulum pendidikan kimia. Ia mengajar dan mentraining sejumlah besar kimiawan yang baik, dan banyak di antaranya masuk ke industri kimia. Dengan demikian kimia menjadi suatu profesi.

Latihan

1.1 Isotop. Karbon alami adalah campuran dua isotop, 98,90(3)% ^{12}C dan 1,10(3)% ^{13}C . Hitung massa atom karbon.

1.1 Jawab. Massa atom karbon = $12 \times 0,9890 + 13 \times 0,0110 = 12,01(1)$

1.2 Konstanta Avogadro. Intan adalah karbon murni. Hitung jumlah atom karbon dalam 1 karat (0,2 g) intan.

1.2 Jawab. Jumlah atom karbon = $[0,2 \text{ (g)}/12,01 \text{ (g mol}^{-1})] \times 6,022 \times 10^{23} \text{ (mol}^{-1}) = 1,00 \times 10^{22}$

1.3 Hukum perbandingan berganda. Komposisi tiga oksida nitrogen A, B dan C diuji. Tunjukkan bahwa hasilnya konsisten dengan hukum perbandingan berganda: massa nitrogen yang bereaksi dengan 1 g oksigen dalam tiap oksida: Oksida A: 1,750 g, oksida B: 0,8750 g, oksida C: 0,4375 g.

1.3 Jawab. Bila hukum perbandingan berganda berlaku, rasio massa nitrogen yang terikat pada 1 g oksigen harus merupakan bilangan bulat.

$$\frac{A}{B} = \frac{1.750}{0.875} = \frac{2}{1}, \frac{B}{C} = \frac{0.875}{0.4375} = \frac{2}{1}, \frac{A}{C} = \frac{1.750}{0.4375} = \frac{4}{1}$$

Hasilnya cocok dengan hukum perbandingan berganda.

1.4 Massa atom. Tembaga yang ada di alam dianalisis dengan spektrometer massa. Hasilnya: ^{63}Cu 69,09%, ^{65}Cu 30,91%. Hitung massa atom Cu. Massa ^{63}Cu dan ^{65}Cu adalah 62,93 dan 64,93 sma.

1.4 Jawab. Massa atom Cu = $62,93 \times (69,09/100) + 64,93 \times (30,91/100) = 63,55$ (sma)

1.5 Mol. Bila kumbang menyengat korbannya, kumbang akan menyalurkan sekitar 1 mg (1×10^{-6} g) isopentil asetat $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$. Senyawa ini adalah komponen fragrant pisang, dan berperan sebagai materi pentransfer informasi untuk memanggil kumbang lain. Berapa banyak molekul dalam 1 mg isopentil asetat?

1.5 Jawab. Massa molekular isopentil asetat adalah $M = 7 \times 12,01 + 14 \times 1,008 + 2 \times 16,00 = 130,18$ (g mol^{-1}). Jumlah mol: $1,0 \times 10^{-6}(\text{g})/130,18(\text{g mol}^{-1}) = 7,68 \times 10^{-9}(\text{mol})$

Jumlah molekul 1 mg isopentil asetat: $7,68 \times 10^{-9}(\text{mol}) \times 6,022 \times 10^{23}(\text{mol}^{-1}) = 4,6 \times 10^{15}$

1.6 Massa molekular hidrogen. Massa atom hidrogen adalah 1,008. Hitung massa molekular hidrogen.

1.6 Jawab. Massa molar hidrogen adalah $2,016 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$. Massa satu molekul hidrogen = $[2,016 \times 10^{-3} (\text{kg mol}^{-1})]/[6,022 \times 10^{23}(\text{mol}^{-1})] = 3,35 \times 10^{-27}(\text{kg})$.

2 Struktur Atom

Kemajuan yang sangat pesat dalam sains paruh pertama abad 20 ditandai dengan perkembangan paralel teori dan percobaan. Sungguh menakjubkan mengikuti perkembangan saintifik sebab kita dapat dengan jelas melihat dengan jelas berbagai lompatan perkembangan ini. Sungguh kemajuan dari penemuan elektron, sampai teori kuantum Planck, sampai penemuan inti atom Rutherford, teori Bohr, sampai dikenalkan teori mekanika kuantum merangsang kepuasan intelektual. Dalam kimia penemuan ide umum orbital dan konfigurasi elektron memiliki signifikansi khusus. Ide-ide ini dapat dianggap sebagai baik modernisasi dan pelengkapan teori atom.

2.1 Penemuan elektron

Menurut Dalton dan ilmuwan sebelumnya, atom tak terbagi, dan merupakan komponen mikroskopik utama materi. Jadi, tidak ada seorangpun ilmuwan sebelum abad 19 menganggap atom memiliki struktur, atau dengan kata lain, atom juga memiliki komponen yang lebih kecil.

Keyakinan bahwa atom tak terbagi mulai goyah akibat perkembangan pengetahuan hubungan materi dan kelistrikan yang berkembang lebih lanjut. Anda dapat mempelajari perkembangan kronologis pemahaman hubungan antara materi dan listrik.

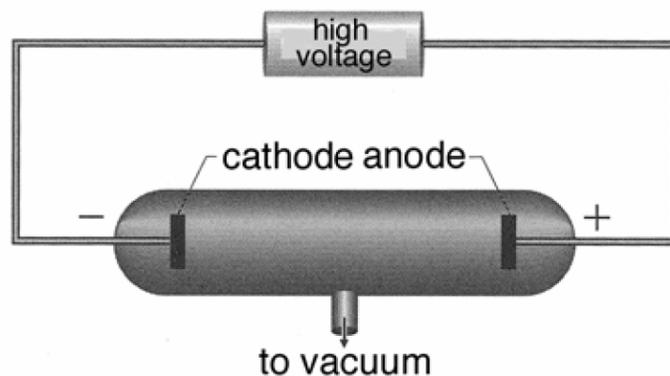
Tabel 2.1 Kemajuan pemahaman hubungan materi dan listrik.

Tahun	peristiwa
1800	Penemuan baterai (Volta)
1807	isolasi Na dan Ca dengan elektrolisis (Davy)
1833	Penemuan hukum elektrolisis (Faraday)
1859	Penemuan sinar katoda (Plücker)
1874	Penamaan elektron (Stoney)
1887	Teori ionisasi (Arrhenius)
1895	Penemuan sinar-X (Röntgen)
1897	Bukti keberadaan elektron (Thomson)
1899	Penentuan e/m (Thomson)
1909-13	Percobaan tetes minyak (Millikan)

Faraday memberikan kontribusi yang sangat penting, ia menemukan bahwa jumlah zat yang dihasilkan di elektroda-elektroda saat elektrolisis (perubahan kimia ketika arus listrik melewati larutan elektrolit) sebanding dengan jumlah arus listrik. Ia juga menemukan di tahun 1833 bahwa jumlah listrik yang diperlukan untuk menghasilkan 1 mol zat di elektroda adalah tetap (96,500 C). Hubungan ini dirangkumkan sebagai **hukum elektrolisis Faraday**.

Faraday sendiri tidak bermaksud menggabungkan hukum ini dengan teori atom. Namun, kimiawan Irish George Johnstone Stoney (1826-1911) memiliki wawasan sehingga mengenali pentingnya hukum Faraday pada struktur materi; ia menyimpulkan bahwa terdapat satuan dasar dalam elektrolisis, dengan kata lain ada analog atom untuk kelistrikan. Ia memberi nama **elektron** pada satuan hipotetik ini.

Kemudian muncul penemuan menarik dari percobaan tabung vakum. Bila kation mengenai anoda bila diberikan beda potensial yang tinggi pada tekanan rendah (lebih rendah dari 10^{-2} - 10^{-4} Torr⁶), gas dalam tabung, walaupun merupakan insulator, menjadi penghantar dan memancarkan cahaya. Bila vakumnya ditingkatkan, dindingnya mulai menjadi mengkilap, memancarkan cahaya fluoresensi (Gambar 2.1). Fisikawan Jerman Julius Plücker (1801-1868) berminat pada fenomena ini dan menginterpretasinya sebagai berikut: beberapa partikel dipancarkan dari katoda. Ia membebri nama sinar katoda pada partikel yang belum teridentifikasi ini (1859).



Gambar 2.1 Penemuan sinar katoda. Sinar katoda dihasilkan dalam tabung vakum bila vakum tinggi memberikan informasi yang sangat penting pada struktur atom.

⁶ Torr adalah satuan tekanan yang sering digunakan untuk mendeskripsikan tingkat vakum. (1 Torr = 133,3224 Pa)

Partikel yang belum teridentifikasi ini, setelah dipancarkan dari katoda, akan menuju dinding tabung atau anoda. Ditemukan bahwa partikel tersebut bermuatan karena lintasan gerakannya akan dibelokkan bila medan magnet diberikan. Lebih lanjut, sifat cahaya tidak bergantung jenis logam yang digunakan dalam tabung katoda, maupun jenis gas dalam tabung pelucut ini. Fakta-fakta ini menyarankan kemungkinan bahwa partikel ini merupakan bahan dasar materi.

Fisikawan Inggris Joseph John Thomson (1856-1940) menunjukkan bahwa partikel ini bermuatan negatif. Ia lebih lanjut menentukan massa dan muatan partikel dengan memperkirakan efek medan magnet dan listrik pada gerakan partikel ini. Ia mendapatkan rasio massa dan muatannya. Untuk mendapatkan nilai absolutnya, salah satu dari dua tersebut harus ditentukan.

Fisikawan Amerika Robert Andrew Millikan (1868-1953) berhasil membuktikan dengan percobaan yang cerdas adanya partikel kelistrikan ini. Percobaan yang disebut dengan **percobaan tetes minyak Millikan**. Tetesan minyak dalam tabung jatuh akibat pengaruh gravitasi. Bila tetesan minyak memiliki muatan listrik, gerakannya dapat diatur dengan melawan gravitasi dengan berikan medan listrik. Gerakan gabungan ini dapat dianalisis dengan fisika klasik. Millikan menunjukkan dengan percobaan ini bahwa muatan tetesan minyak selalu merupakan kelipatan $1,6 \times 10^{-19}$ C. Fakta ini berujung pada nilai muatan elektron sebesar $1,6 \times 10^{-19}$ C.

Rasio muatan/massa partikel bermuatan yang telah diketahui selama ini sekitar $1/1000$ (C/g). Rasio yang didapatkan Thomson jauh lebih tinggi nilai tersebut (nilai akurat yang diterima adalah $1,76 \times 10^8$ C/g), dan penemuan ini tidak masuk dalam struktur pengetahuan yang ada saat itu. Partikel ini bukan sejenis ion atau molekul, tetapi harus dianggap sebagai bagian atau fragmen atom.

Latihan 2.1 Perhitungan massa elektron.

Hitung massa elektron dengan menggunakan nilai yang didapat Millikan dan Thomson.

Jawab: Anda dapat memperoleh penyelesaian dengan mensubstitusikan nilai yang didapat Millikan pada hubungan: muatan/massa = $1,76 \times 10^8$ (C g⁻¹). Maka, $m = e/(1,76 \times 10^8 \text{ C g}^{-1}) = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}/(1,76 \times 10^8 \text{ C g}^{-1}) = 9,1 \times 10^{-28} \text{ g}$.

Muatan listrik yang dimiliki elektron (muatan listrik dasar) adalah salah satu konstanta universal dan sangat penting.

Latihan 2.2 Rasio massa elektron dan atom hidrogen.

Hitung rasio massa elektron dan atom hidrogen.

Jawab: Massa m_H atom hidrogen atom adalah: $m_H = 1 \text{ g} / 6 \times 10^{23} = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$. Jadi, $m_e : m_H = 9,1 \times 10^{-28} \text{ g} : 1,67 \times 10^{-24} \text{ g} = 1 : 1,83 \times 10^3$.

Sangat menakjubkan bahwa massa elektron sangat kecil. Bahkan atom yang paling ringanpun, hidrogen, sekitar 2000 kali lebih berat dari massa elektron.

2.2 Model atom

a Ukuran atom

Sperti telah disebutkan di bagian sebelumnya, ketakterbagian atom perlahan mulai dipertanyakan. Pada saat yang sama, perhatian pada struktur atom perlahan menjadi semakin besar. Bila orang mempelajari struktur atom, ukurannya harus dipertimbangkan. Telah diketahui bahwa sebagai pendekatan volume atom dapat diperkirakan dengan membagi volume 1 mol padatan dengan konstanta Avogadro.

Latihan 2.3 volume satu molekul air

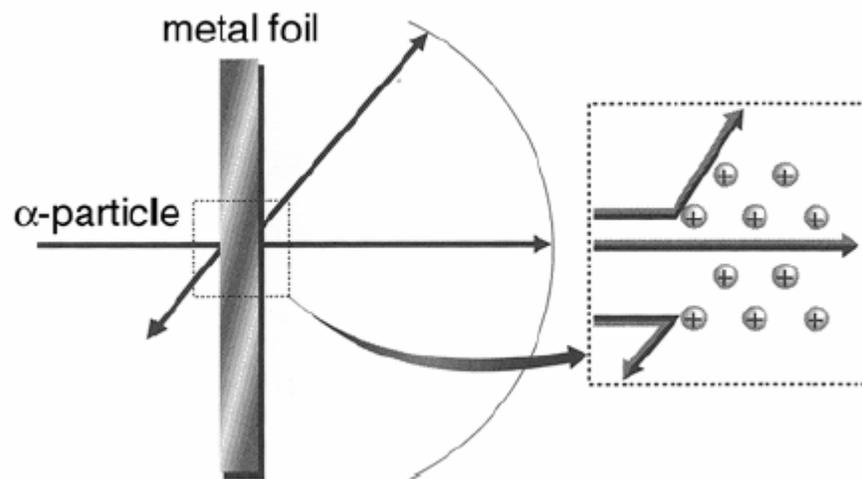
Dengan menganggap molekul air berbentuk kubus, hitung panjang sisi kubusnya. Dengan menggunakan nilai yang didapat, perkirakan ukuran kira-kira satu atom (nyatakan dengan notasi saintifik 10^n).

Jawab: Volume 1 mol air sekira 18 cm^3 . Jadi volume 1 molekul air: $v = 18 \text{ cm}^3 / 6 \times 10^{23} = 3 \times 10^{-23} \text{ cm}^3 = 30 \times 10^{-24} \text{ cm}^3$. Panjang sisi kubus adalah $(30 \times 10^{-24})^{1/3} \text{ cm} = 3,1 \times 10^{-8} \text{ cm}$. Nilai ini mengindikasikan bahwa ukuran atom sekitar 10^{-8} cm .

Thomson mengasumsikan bahwa atom dengan dimensi sebesar itu adalah bola seragam bermuatan positif dan elektron-elektron kecil yang bermuatan negatif tersebar di bola tersebut. Dalam kaitan ini model Thomson sering disebut dengan “model bolu kismis”, kismisnya seolah elektron dan bolunya adalah atom.

b Penemuan inti atom

Setelah melakukan banyak kemajuan dengan mempelajari keradioaktifan, fisikawan Inggris Ernest Rutherford (1871-1937) menjadi tertarik pada struktur atom, asal radiasi radioaktif. Ia menembaki lempeng tipis logam (ketebalan 10^4 atoms) dengan berkas paralel partikel α (di kemudian hari ditemukan bahwa partikel α adalah inti atom He). Ia merencanakan menentukan sudut partikel yang terhambur dengan menghitung jumlah sintilasi di layar ZnS (Gambar 2.2). Hasilnya sangat menarik. Sebagian besar partikel melalui lempeng tersebut. Beberapa partikel terpental balik. Untuk menjelaskan hal yang tak terduga ini, Rutherford mengusulkan adanya inti atom .



Gambar 2.2 Percobaan hamburan partikel α Rutherford

Sangat aneh mendapati sebagian besar partikel berbalik, dan beberapa bahkan 180 derajat. Rutherford menyatakan bahwa dalam atom harus ada partikel yang massa cukup besar sehingga partikel α yang memiliki massa sebesar massa atom helium tertolak, dan yang jari-jarinya sangat kecil.

Menurut ide Rutherford, muatan positif atom terpusat di bagian pusat (dengan jari-jari terhitung sekitar 10^{-12} cm) sementara muatan negatifnya terdispersi di seluruh ruang atom. Partikel kecil di pusat ini disebut dengan inti. Semua model atom sebelumnya sebagai ruang yang seragam dengan demikian ditolak.

Namun, model atom Rutherford yang terdiri atas inti kecil dengan elektron terdispersi di sekitarnya tidak dapat menjelaskan semua fenomena yang dikenal. Bila elektron tidak bergerak, elektron akan bersatu dengan inti karena tarikan elektrostatik (gaya Coulomb). Hal ini jelas tidak mungkin terjadi sebab atom adalah kesatuan yang stabil. Bila elektron mengelilingi inti seperti planet dalam pengaruh gravitasi matahari, elektron akan mengalami percepatan dan akan kehilangan energi melalui radiasi elektromagnetik. Akibatnya, orbitnya akan semakin dekat ke inti dan akhirnya elektron akan jatuh ke inti. Dengan demikian, atom akan memancarkan spektrum yang kontinu. Tetapi faktanya, atom yang stabil dan diketahui atom memancarkan spektrum garis (spektrum atom Bab 2.3(a)) bukan spektrum kontinu. Jelas diperlukan perubahan fundamental dalam pemikiran untuk menjelaskan semua fakta-fakta percobaan ini.

2.3 Dasar-dasar teori kuantum klasik

a Spektrum atom

Bila logam atau senyawanya dipanaskan di pembakar, warna khas logam akan muncul. Ini yang dikenal dengan reaksi nyala. Bila warna ini dipisahkan dengan prisma, beberapa garis spektra akan muncul, dan panjang gelombang setiap garis khas untuk logam yang digunakan. Misalnya, garis kuning natrium berkaitan dengan dua garis kuning dalam spektrumnya dalam daerah sinar tampak, dan panjang gelombang kedua garis ini adalah $5,890 \times 10^{-7} \text{ m}$ dan $5,896 \times 10^{-7} \text{ m}$.

Bila gas ada dalam tabung vakum, dan diberi beda potensial tinggi, gas akan terlucuti dan memancarkan cahaya. Pemisahan cahaya yang dihasilkan dengan prisma akan menghasilkan garis-spektra garis diskontinu. Karena panjang gelombang cahaya khas bagi atom, spektrum ini disebut dengan **spektrum atom**.

Fisikawan Swiss Johann Jakob Balmer (1825-1898) memisahkan cahaya yang diemisikan oleh hidrogen bertekanan rendah. Ia mengenali bahwa panjang gelombang λ deretan garis spektra ini dapat dengan akurat diungkapkan dalam persamaan sederhana (1885). Fisikawan Swedia Johannes Robert Rydberg (1854-1919) menemukan bahwa bilangan gelombang⁷ σ garis spektra dapat diungkapkan dengan persamaan berikut (1889).

$$\sigma = 1/\lambda = R \left\{ (1/n_1^2) - (1/n_2^2) \right\} \text{cm}^{-1} \quad (2.1)$$

⁷ Jumlah gelombang dalam satuan panjang (misalnya, per 1 cm)

n_i dan n_f bilangan positif bulat ($n_i < n_f$) dan R adalah tetapan khas untuk gas yang digunakan. Untuk hidrogen R bernilai $1,09678 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Umumnya bilangan gelombang garis spektra atom hidrogen dapat diungkapkan sebagai perbedaan dua suku R/n^2 . Spektra atom gas lain jauh lebih rumit, tetapi sekali lagi bilangan gelombangnya juga dapat diungkapkan sebagai perbedaan dua suku.

b Teori Bohr

Di akhir abad 19, fisikawan mengalami kesukaran dalam memahami hubungan antara panjang gelombang radiasi dari benda yang dipanaskan dan intensitasnya. Terdapat perbedaan yang besar antara prediksi berdasarkan teori elektromagnetisme dan hasil percobaan. Fisikawan Jerman Max Karl Ludwig Planck (1858-1947) berusaha menyelesaikan masalah yang telah mengecewakan fisikawan tahun-tahun itu dengan mengenalkan hipotesis baru yang kemudian disebut dengan hipotesis kuantum (1900).

Berdasarkan hipotesisnya, sistem fisik tidak dapat memiliki energi sembarang tetapi hanya diizinkan pada nilai-nilai tertentu. Dengan radiasi termal, yakni radiasi energi gelombang elektromagnetik dari zat, gelombang elektromagnetik dengan frekuensi ν dari permukaan padatan akan dihasilkan dari suatu osilator yang beresilasi di permukaan padatan pada frekuensi tersebut. Berdasarkan hipotesis Planck, energi osilator ini hanya dapat memiliki nilai diskontinyu sebagaimana diungkapkan dalam persamaan berikut.

$$\epsilon = nh\nu \quad (n = 1, 2, 3, \dots) \quad (2.2)$$

n adalah bilangan bulat positif dan h adalah tetapan, $6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}$, yang disebut dengan tetapan Planck.

Ide baru bahwa energi adalah kuantitas yang diskontinyu tidak dengan mudah diterima komunitas ilmiah waktu itu. Planck sendiri menganggap ide yang ia usulkan hanyalah hipotesis yang hanya diperlukan untuk menyelesaikan masalah radiasi dari padatan. Ia tidak bertujuan meluaskan hipotesisnya menjadi prinsip umum.

Fenomena emisi elektron dari permukaan logam yang diradiasi cahaya (foto-irradiasi) disebut dengan efek fotolistrik. Untuk logam tertentu, emisi hanya akan terjadi bila frekuensi sinar yang

dijatuhkan di atas nilai tertentu yang khas untuk logam tersebut. Alasan di balik gejala ini waktu itu belum diketahui. Einstein dapat menjelaskan fenomena ini dengan menerapkan hipotesis kuantum pada efek fotoelektrik (1905). Sekitar waktu itu, ilmuwan mulai percaya bahwa hipotesis kuantum merupakan prinsip umum yang mengatur dunia mikroskopik.

Fisikawan Denmark Niels Hendrik David Bohr (1885-1962) berusaha mengkombinasikan hipotesis kuantum Planck dengan fisika klasik untuk menjelaskan spektra atom yang diskontinyu. Bohr membuat beberapa asumsi seperti diberikan di bawah ini dan di Gambar 2.3.

Teori Bohr

- (i) Elektron dalam atom diizinkan pada keadaan stasioner tertentu. Setiap keadaan stasioner berkaitan dengan energi tertentu.
- (ii) Tidak ada energi yang dipancarkan bila elektron berada dalam keadaan stasioner ini. Bila elektron berpindah dari keadaan stasioner berenergi tinggi ke keadaan stasioner berenergi lebih rendah, akan terjadi pemancaran energi. Jumlah energinya, $h\nu$, sama dengan perbedaan energi antara kedua keadaan stasioner tersebut.
- (iii) Dalam keadaan stasioner manapun, elektron bergerak dalam orbit sirkular sekitar inti.
- (iv) Elektron diizinkan bergerak dengan suatu momentum sudut yang merupakan kelipatan bilangan bulat $h/2\pi$, yakni

$$mvr = n(h/2\pi), n = 1, 2, 3, \dots \quad (2.3)$$

Energi elektron yang dimiliki atom hidrogen dapat dihitung dengan menggunakan hipotesis ini. Di mekanika klasik, gaya elektrostatik yang bekerja pada elektron dan gaya sentrifugal yang dihasilkan akan saling menyetimbangkan. Jadi,

$$e^2/4\pi\epsilon_0 r^2 = mv^2/r \quad (2.4)$$

Dalam persamaan 2.3 dan 2.4, e , m dan v adalah muatan, massa dan kecepatan elektron, r adalah jarak antara elektron dan inti, dan ϵ_0 adalah tetapan dielectric vakum, $8,8542 \times 10^{-12} \text{ C}^2 \text{ N}^{-1} \text{ m}^2$.

Latihan 2.4 Jari-jari orbit elektron dalam hidrogen

Turunkan persamaan untuk menentukan jari-jari orbit r elektron dalam atom hidrogen dari persamaan 2.3 dan 2.4. Jelaskan makna persamaan yang anda turunkan.

Jawab: $mvr = nh/2\pi$ dapat diubah menjadi $v = nh/2\pi mr$. Dengan mensubstitusikan ini ke persamaan 2.4, anda akan mendapatkan persamaan:

$$e^2/4\pi\epsilon_0 r^2 = mn^2h^2/4\pi^2 m^2 r^3$$

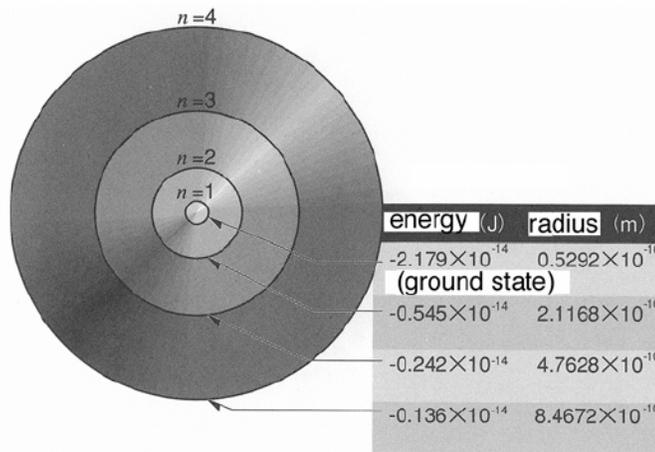
$$\text{Jadi } r = n^2 \epsilon_0 h^2 / (2\pi)^2 m e^2, \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad (2.5)$$

Persamaan 2.5 menunjukkan batasan bahwa jari-jari elektron diizinkan pada nilai tertentu saja (diskontinyu). Di sini n disebut bilangan kuantum.

Jari-jari r dapat diungkapkan dalam persamaan

$$r = n^2 a_B, \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad (2.6)$$

Dalam persamaan ini, a_B adalah jari-jari minimum bila $n = 1$. Nilai ini, $5,2918 \times 10^{-11}$ m, disebut dengan jari-jari Bohr.



Gambar 2.3 Model Bohr. Elektron akan berotasi dalam orbit sirkular di sekeliling inti. Nilai jari-jarinya diskontinyu dan dapat diprediksikan dari teori Bohr.

Energi elektron dalam atom hidrogen merupakan jumlah energi kinetik dan energi potensinya, Jadi

$$E = mv^2/2 - e^2/4\pi\epsilon_0 r \quad (2.7)$$

Latihan 2.5 Energi elektron dalam atom hidrogen.

Dengan menggunakan persamaan 2.3 dan 2.4, turunkan persamaan yang tidak mengandung suku v untuk mengungkapkan energi elektron dalam atom hidrogen.

Jawab: Persamaan 2.4 dapat diubah menjadi $mv^2 = e^2/4\pi\epsilon_0 r$. Dengan mensubstitusikan persamaan ini kedalam persamaan 2.7, anda dapat mendapatkan persamaan berikut setelah penyusunan ulang:

$$E = -me^4/8\epsilon_0^2 n^2 h^2, \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad (2.8)$$

Jelas energi elektron akan diskontinyu, masing-masing ditentukan oleh nilai n .

Alasan mengapa nilai E negatif adalah sebagai berikut. Energi elektron dalam atom lebih rendah daripada elektron yang tidak terikat pada inti. Elektron yang tidak terikat inti disebut elektron bebas. Keadaan stasioner paling stabil elektron akan berkaitan dengan keadaan dengan $n = 1$. Dengan meningkatnya n , energinya menurun dalam nilai absolutnya dan menuju nol.

c Spektra atom hidrogen

Menurut teori Bohr, energi radiasi elektromagnetik yang dipancarkan atom berkaitan dengan perbedaan energi dua keadaan stasioner i dan j . Jadi,

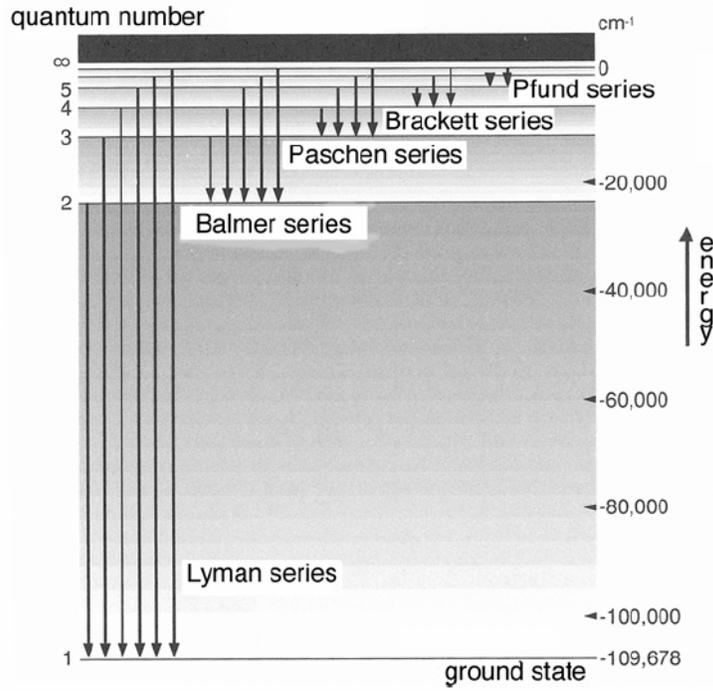
$$\Delta E = h\nu = |E_j - E_i| = (2\pi^2 me^4 / \epsilon_0^2 h^2) [(1/n_i^2) - (1/n_j^2)] \quad n_j > n_i \quad (2.9)$$

Bilangan gelombang radiasi elektromagnetik diberikan oleh:

$$\nu = me^4 / 8 \epsilon_0^2 n^2 h^3 [(1/n_i^2) - (1/n_j^2)] \quad (2.10)$$

Suku tetapan yang dihitung untuk kasus $n_j = 2$ dan $n_i = 1$ didapatkan identik dengan nilai yang didapatkan sebelumnya oleh Rydberg untuk atom hidrogen (lihat persamaan 2.1). Nilai yang secara teoritik didapatkan oleh Bohr ($1,0973 \times 10^{-7} \text{ m}^{-1}$) disebut dengan konstanta Rydberg R_∞ . Deretan nilai frekuensi yang dihitung dengan memasukkan $n_j = 1, 2, 3, \dots$ berkaitan dengan frekuensi radiasi elektromagnetik yang dipancarkan elektron yang kembali dari keadaan tereksitasi ke tiga keadaan stasioner, $n = 1, n = 2$ dan $n = 3$. Nilai-nilai didapatkan dengan perhitungan adalah nilai yang telah didapatkan dari spektra atom hidrogen. Ketiga deret tersebut berturut-turut

dinamakan deret Lyman, Balmer dan Paschen. Ini mengindikasikan bahwa teori Bohr dapat secara tepat memprediksi spektra atom hidrogen. Spektanya dirangkumkan di Gambar 2.4.



Gambar 2.4 Spektra atom hidrogen. Teori Bohr dapat menjelaskan semua transisi.

d Hukum Moseley

Fisikawan Inggris Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915) mendapatkan, dengan menembakkan elektron berkecepatan tinggi pada anoda logam, bahwa frekuensi sinar-X yang dipancarkan khas bahan anodanya. Spektanya disebut dengan sinar-X karakteristik. Ia menginterpretasikan hasilnya dengan menggunakan teori Bohr, dan mendapatkan bahwa panjang gelombang λ sinar- X berkaitan dengan muatan listrik Z inti. Menurut Moseley, terdapat hubungan antara dua nilai ini (hukum Moseley; 1912).

$$1/\lambda = c(Z - s)^2 \tag{2.11}$$

c dan s adalah tetapan yang berlaku untuk semua unsur, dan Z adalah bilangan bulat.

Bila unsur-unsur disusun dalam urutan sesuai dengan posisinya dalam tabel periodik (lihat bab 5), nilai Z setiap unsur berdekatan akan meningkat satu dari satu unsur ke unsur berikutnya. Moseley

dengan benar menginterpretasikan nilai Z berkaitan dengan muatan yang dimiliki inti. Z tidak lain adalah nomor atom.

Latihan 2.6 Perkiraan nomor atom (hukum Moseley)

Didapatkan bahwa sinar-X khas unsur yang tidak diketahui adalah $0,14299 \times 10^{-9}$ m. Panjang gelombang dari deret yang sama sinar-X khas unsur Ir ($Z = 77$) adalah $0,13485 \times 10^{-9}$ m. Dengan asumsi $s = 7,4$, perkirakan nomor atom unsur yang tidak diketahui tersebut.

Jawab: Pertama perkirakan \sqrt{c} dari persamaan (2.1).

$$[1/0,13485 \times 10^{-9}(\text{m})]^{1/2} = \sqrt{c} \cdot (77 - 7,4) = 69,6 \sqrt{c}; \text{ jadi } \sqrt{c} = 1237,27, \text{ maka}$$

$$[1/0,14299 \times 10^{-9}(\text{m})] = 1237 (z - 7,4) \text{ dan didapat } z = 75$$

Berbagai unsur disusun dalam urutan sesuai dengan nomor atom sesuai hukum Moseley. Berkat hukum Moseley, masalah lama (berapa banyak unsur yang ada di alam?) dapat dipecahkan. Ini merupakan contoh lain hasil dari teori Bohr.

e Keterbatasan teori Bohr

Keberhasilan teori Bohr begitu menakjubkan. Teori Bohr dengan sangat baik menggambarkan struktur atom hidrogen, dengan elektron berotasi mengelilingi inti dalam orbit melingkar. Kemudian menjadi jelas bahwa ada keterbatasan dalam teori ini. Setelah berbagai penyempurnaan, teori Bohr mampu menerangkan spektrum atom mirip hidrogen dengan satu elektron seperti ion helium He^+ . Namun, spektra atom atom poli-elektronik tidak dapat dijelaskan. Selain itu, tidak ada penjelasan persuasif tentang ikatan kimia dapat diperoleh. Dengan kata lain, teori Bohr adalah satu langkah ke arah teori struktur atom yang dapat berlaku bagi semua atom dan ikatan kimia. Pentingnya teori Bohr tidak dapat diremehkan karena teori ini dengan jelas menunjukkan pentingnya teori kuantum untuk memahami struktur atom, dan secara lebih umum struktur materi.

2.4 Kelahiran mekanika kuantum

a Sifat gelombang partikel

Di paruh pertama abad 20, mulai diketahui bahwa gelombang elektromagnetik, yang sebelumnya dianggap gelombang murni, berperilaku seperti partikel (foton). Fisikawan Perancis Louis Victor De Broglie (1892-1987) mengasumsikan bahwa sebaliknya mungkin juga benar, yakni materi juga berperilaku seperti gelombang. Berawal dari persamaan Einstein, $E = cp$ dengan p adalah momentum foton, c kecepatan cahaya dan E adalah energi, ia mendapatkan hubungan:

$$E = h\nu = \nu = c/\lambda \text{ atau } hc/\lambda = E, \text{ maka } h/\lambda = p \quad (2.12)$$

De Broglie menganggap setiap partikel dengan momentum $p = mv$ disertai dengan gelombang (gelombang materi) dengan panjang gelombang λ didefinisikan dalam persamaan (2.12) (1924). Tabel 2.2 memberikan beberapa contoh panjang gelombang materi yang dihitung dengan persamaan (2.12). Dengan meningkatnya ukuran partikel, panjang gelombangnya menjadi lebih pendek. Jadi untuk partikel makroskopik, particles, tidak dimungkinkan mengamati difraksi dan fenomena lain yang berkaitan dengan gelombang. Untuk partikel mikroskopik, seperti elektron, panjang gelombang materi dapat diamati. Faktanya, pola difraksi elektron diamati (1927) dan membuktikan teori De Broglie.

Tabel 2.2 Panjang-gelombang gelombang materi.

partikel	massa (g)	kecepatan (cm s ⁻¹)	Panjang gelombang (nm)
elektron(300K)	9,1x10-28	1,2x107	6,1
elektron at 1 V	9,1x10-28	5,9x107	0,12
elektron at 100 V	9,1x10-28	5,9x108	0,12
He atom 300K	6,6x10-24	1,4x105	0,071
Xe atom 300K	2,2x10-22	2,4x104	0,012

Latihan 2.7 Panjang-gelombang gelombang materi.

Peluru bermassa 2 g bergerak dengan kecepatan $3 \times 10^2 \text{ m s}^{-1}$. Hitung panjang gelombang materi yang berkaitan dengan peluru ini.

Jawab: Dengan menggunakan (2.12) dan $1 \text{ J} = 1 \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-2}$, $\lambda = h/mv = 6,626 \times 10^{-34} \text{ (J s)} / [2,0 \times 10^{-3}(\text{kg}) \times 3 \times 10^2(\text{m s}^{-1})] = 1,10 \times 10^{-30} \text{ (m}^2 \text{ kg s}^{-1}) / (\text{kg m s}^{-1}) = 1,10 \times 10^{-30} \text{ m}$

Perhatikan bahwa panjang gelombang materi yang berkaitan dengan gelombang peluru jauh lebih pendek dari gelombang sinar-X atau γ dan dengan demikian tidak teramati.

b Prinsip ketidakpastian

Dari yang telah dipelajari tentang gelombang materi, kita dapat mengamati bahwa kehati-hatian harus diberikan bila teori dunia makroskopik akan diterapkan di dunia mikroskopik. Fisikawan Jerman Werner Karl Heisenberg (1901-1976) menyatakan tidak mungkin menentukan secara akurat posisi dan momentum secara simultan partikel yang sangat kecil semacam elektron. Untuk mengamati partikel, seseorang harus meradiasi partikel dengan cahaya. Tumbukan antara partikel dengan foton akan mengubah posisi dan momentum partikel.

Heisenberg menjelaskan bahwa hasil kali antara ketidakpastian posisi Δx dan ketidakpastian momentum Δp akan bernilai sekitar konstanta Planck:

$$\Delta x \Delta p = h \quad (2.13)$$

Hubungan ini disebut dengan prinsip ketidakpastian Heisenberg.

Latihan 2.8 Ketidakpastian posisi elektron.

Anggap anda ingin menentukan posisi elektron sampai nilai sekitar $5 \times 10^{-12} \text{ m}$. Perkirakan ketidakpastian kecepatan pada kondisi ini.

Jawab: Ketidakpastian momentum diperkirakan dengan persamaan (2.13). $\Delta p \approx h/\Delta x = 6,626 \times 10^{-34} \text{ (J s)} / 5 \times 10^{-12} \text{ (m)} = 1,33 \times 10^{-22} \text{ (J s m}^{-1})$. Karena massa elektron $9,1065 \times 10^{-31} \text{ kg}$, ketidakpastian kecepatannya Δv akan bernilai: $\Delta v \approx 1,33 \times 10^{-22} \text{ (J s m}^{-1}) / 9,10938 \times 10^{-31} \text{ (kg)} = 1,46 \times 10^8 \text{ (m s}^{-1})$.

Perkiraan ketidakpastian kecepatannya hampir setengah kecepatan cahaya ($2,998 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$) mengindikasikan bahwa jelas tidak mungkin menentukan dengan tepat posisi elektron. Jadi menggambarkan orbit melingkar untuk elektron jelas tidak mungkin.

c Persamaan Schrödinger

Fisikawan Austria Erwin Schrödinger (1887-1961) mengusulkan ide bahwa persamaan De Broglie dapat diterapkan tidak hanya untuk gerakan bebas partikel, tetapi juga pada gerakan yang terikat seperti elektron dalam atom. Dengan memperluas ide ini, ia merumuskan sistem **mekanika gelombang**. Pada saat yang sama Heisenberg mengembangkan sistem **mekanika matriks**. Kemudian hari kedua sistem ini disatukan dalam **mekanika kuantum**.

Dalam mekanika kuantum, keadaan sistem dideskripsikan dengan fungsi gelombang. Schrödinger mendasarkan teorinya pada ide bahwa energi total sistem, E^8 dapat diperkirakan dengan menyelesaikan persamaan. Karena persamaan ini memiliki kemiripan dengan persamaan yang mengungkapkan gelombang di fisika klasik, maka persamaan ini disebut dengan persamaan gelombang Schrödinger.

Persamaan gelombang partikel (misalnya elektron) yang bergerak dalam satu arah (misalnya arah x) diberikan oleh:

$$(-\hbar^2/8\pi^2m)(d^2\Psi/dx^2) + V\Psi = E\Psi \quad (2.14)$$

m adalah massa elektron, V adalah energi potensial sistem sebagai fungsi koordinat, dan Ψ adalah fungsi gelombang.

POTENSIAL KOTAK SATU DIMENSI (SUB BAB INI DI LUAR KONTEKS KULIAH KITA)

Contoh paling sederhana persamaan Schrödinger adalah sistem satu elektron dalam potensial kotak satu dimensi. Misalkan energi potensial V elektron yang terjebak dalam kotak (panjangnya a) adalah 0 dalam kotak ($0 < x < a$) dan ∞ di luar kotak. Persamaan Schrödinger di dalam kotak menjadi:

$$d^2\Psi/dx^2 = (-8\pi^2mE/\hbar^2)\Psi \quad (2.15)$$

$$\Psi = 0 \text{ di } x = 0 \text{ dan } x = a \quad (2.16)$$

Persamaan berikut akan didapatkan sebagai penyelesaian persamaan-persamaan di atas:

⁸) penyelesaian persamaan Schrödinger (energi) disebut dengan nilai Eigen (Eigen = kata dari bahasa Jerman yang bermakna "memiliki")

$$\Psi(x) = (\sqrt{2/a})\sin(n \pi x/a) \quad (2.17)$$

Catat bahwa n muncul secara otomatis. Persamaan gelombang Ψ sendiri tidak memiliki makna fisik. Kuadrat nilai absolut Ψ , Ψ^2 , merupakan indikasi matematis kebolehjadian menemukan elektron dalam posisi tertentu, dan dengan demikian sangat penting sebab nilai ini berhubungan dengan kerapatan elektron. Bila kebolehjadian menemukan elektron pada posisi tertentu diintegrasikan di seluruh ruang aktif, hasilnya harus bernilai satu, atau secara matematis:

$$\int \Psi^2 dx = 1$$

Energinya (nilai eigennya) adalah

$$E = n^2 h^2 / 8ma^2; n = 1, 2, 3... \quad (2.18)$$

Jelas bahwa nilai energi partikel diskontinyu.

ATOM MIRIP HIDROGEN

Dimungkinkan untuk memperluas metoda yang digunakan dalam potensial kotak satu dimensi ini untuk menangani atom hidrogen dan atom mirip hidrogen secara umum. Untuk keperluan ini persamaan satu dimensi (2.14) harus diperluas menjadi persamaan tiga dimensi sebagai berikut:

$$(-h^2/8 \pi^2 m) \Psi \left[(\partial^2 / \partial x^2) + (\partial^2 / \partial y^2) + (\partial^2 / \partial z^2) \right] + V(x, y, z) \Psi = E \Psi \quad (2.19)$$

Bila didefinisikan ∇^2 sebagai:

$$(\partial^2 / \partial x^2) + (\partial^2 / \partial y^2) + (\partial^2 / \partial z^2) = \nabla^2 \quad (2.20)$$

Maka persamaan Schrödinger tiga dimensi akan menjadi:

$$(-h^2/8 \pi^2 m) \nabla^2 \Psi + V \Psi = E \Psi \quad (2.21)$$

atau

$$\nabla^2 \Psi + (8 \pi^2 m/h^2)(E - V) \Psi = 0 \quad (2.22)$$

Energi potensial atom mirip hidrogen diberikan oleh persamaan berikut dengan Z adalah muatan listrik.

$$V = -Ze^2/4\pi\epsilon_0 r \quad (2.23)$$

Bila anda substitusikan persamaan (2.23) ke persamaan (2.22), anda akan mendapatkan persamaan berikut.

$$\nabla^2 \Psi + (8\pi^2 m/h^2) [E + (Ze^2/4\pi\epsilon_0 r)] \Psi = 0 \quad (2.24)$$

Ringkasnya, penyelesaian persamaan ini untuk energi atom mirip hidrogen cocok dengan yang didapatkan dari teori Bohr.

BILANGAN KUANTUM

Karena elektron bergerak dalam tiga dimensi, tiga jenis bilangan kuantum (Bab 2.3(b)), bilangan kuantum utama, azimut, dan magnetik diperlukan untuk mengungkapkan fungsi gelombang. Dalam Tabel 2.3, notasi dan nilai-nilai yang diizinkan untuk masing-masing bilangan kuantum dirangkumkan. Bilangan kuantum ke-empat, bilangan kuantum magnetik spin berkaitan dengan momentum sudut elektron yang disebabkan oleh gerak spinnya yang terkuantisasi. Komponen aksial momentum sudut yang diizinkan hanya dua nilai, $+1/2(h/2\pi)$ dan $-1/2(h/2\pi)$. Bilangan kuantum magnetik spin berkaitan dengan nilai ini ($m_s = +1/2$ atau $-1/2$). Hanya bilangan kuantum spin sajarah yang nilainya tidak bulat.

Tabel 2.3 Bilangan kuantum

Nama (bilangan kuantum)	simbol	Nilai yang diizinkan
Utama	n	1, 2, 3,...
Azimut	l	0, 1, 2, 3, ...n - 1
Magnetik	$m(m_l)$	0, $\pm 1, \pm 2, \dots \pm l$
Magnetik spin	m_s	$+1/2, -1/2$

Simbol lain seperti yang diberikan di Tabel 2.4 justru yang umumnya digunakan. Energi atom hidroegn atau atom mirip hidrogen ditentukan hanya oleh bilangan kuantum utama dan persamaan yang mengungkapkan energinya identik dengan yang telah diturunkan dari teori Bohr.

Tabel 2.4 Simbol bilangan kuantum azimut

nilai l	0	1	2	3	4
simbol	s	p	d	f	g

d Orbital

Fungsi gelombang elektron disebut dengan orbital. Bila bilangan kuantum utama $n = 1$, hanya ada satu nilai l , yakni 0. Dalam kasus ini hanya ada satu orbital, dan kumpulan bilangan kuantum untuk orbital ini adalah $(n = 1, l = 0)$. Bila $n = 2$, ada dua nilai l , 0 dan 1, yang diizinkan. Dalam kasus ada empat orbital yang didefinisikan oleh kumpulan bilangan kuantum: $(n = 2, l = 0)$, $(n = 2, l = 1, m = -1)$, $(n = 2, l = 1, m = 0)$, $(n = 2, l = 1, m = +1)$.

Latihan 2.9 Jumlah orbital yang mungkin.

Berapa banyak orbital yang mungkin bila $n = 3$. Tunjukkan kumpulan bilangan kuantumnya sebagaimana yang telah dilakukan di atas.

Jawab: Penghitungan yang sama dimungkinkan untuk kumpulan ini $(n = 3, l = 0)$ dan $(n = 3, l = 1)$. Selain itu, ada lima orbital yang berkaitan dengan $(n = 3, l = 2)$. Jadi, $(n = 3, l = 0)$, $(n = 3, l = 1, m = -1)$, $(n = 3, l = 1, m = 0)$, $(n = 3, l = 1, m = +1)$, $(n = 3, l = 2, m = -2)$, $(n = 3, l = 2, m = -1)$, $(n = 3, l = 2, m = 0)$, $(n = 3, l = 2, m = +1)$, $(n = 3, l = 2, m = +2)$. Semuanya ada 9 orbital.

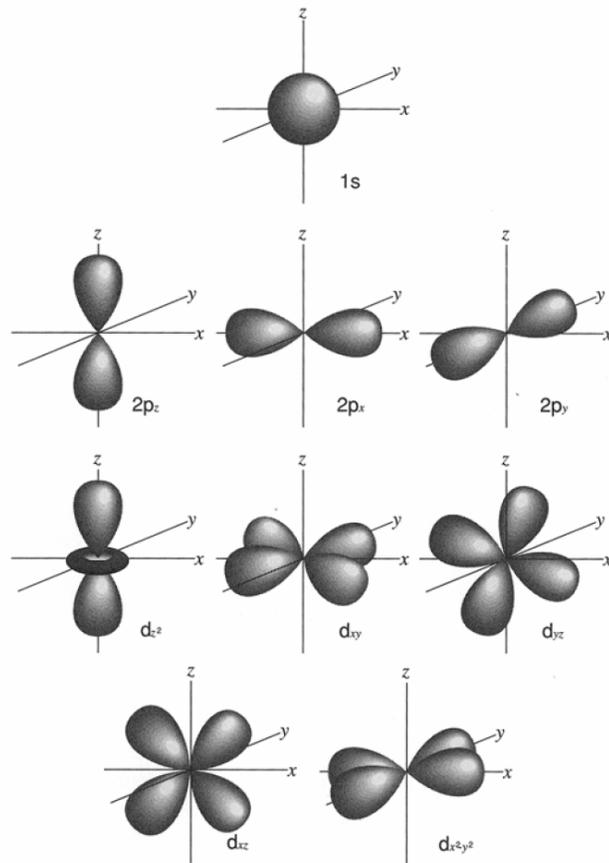
Singkatan untuk mendeskripsikan orbita dengan menggunakan bilangan kuantum utama dan simbol yang ada dalam Tabel 2.4 digunakan secara luas. Misalnya orbital dengan kumpulan bilangan kuantum $(n = 1, l = 0)$ ditandai dengan 1s, dan orbital dengan kumpulan bilangan kuantum $(n = 2, l = 1)$ ditandai dengan 2p tidak peduli nilai m -nya.

Sukar untuk mengungkapkan Ψ secara visual karena besaran ini adalah rumus matematis. Namun, Ψ^2 menyatakan kebolehjadian menemukan elektron dalam jarak tertentu dari inti. Bila kebolehjadian yang didapatkan diplotkan, anda akan mendapatkan Gambar 2.5. Gambar sferis ini disebut dengan awan elektron.



Gambar 2.5 Awan elektron. Kebolehjadian menemukan elektron menjadi semakin kecil bila jarak dari intinya semakin besar. (a) orbital 1s hidrogen. (b) orbital 2s hidrogen.

Bila kita batasi kebolehjadian sehingga katakan kebolehjadian menemukan elektron di dalam batas katakan 95% tingkat kepercayaan, kita dapat kira-kira memvisualisasikan sebagai yang ditunjukkan dalam Gambar 2.6.



Gambar 2.6 Visualisasi orbital. Batas orbital atom hidrogen dan atom mirip hidrogen dapat digambarkan dengan tingkat kepercayaan yang anda mau.

KONFIGURASI ELEKTRON ATOM

Bila atom mengandung lebih dari dua elektron, interaksi antar elektron harus dipertimbangkan, dan sukar untuk menyelesaikan persamaan gelombang dari sistem yang sangat rumit ini. Bila diasumsikan setiap elektron dalam atom poli-elektron akan bergerak dalam medan listrik simetrik yang kira-kira simetrik orbital untuk masing-masing elektron dapat didefinisikan dengan tiga bilangan kuantum n , l dan m serta bilangan kuantum spin m_s , seperti dalam kasus atom mirip hidrogen.

Energi atom mirip hidrogen ditentukan hanya oleh bilangan kuantum utama n , tetapi untuk atom poli-elektron terutama ditentukan oleh n dan l . Bila atom memiliki bilangan kuantum n yang sama, semakin besar l , semakin tinggi energinya.

PRINSIP EKSKLUSI PAULI

Menurut **prinsip eksklusi Pauli**, hanya satu elektron dalam atom yang diizinkan menempati keadaan yang didefinisikan oleh kumpulan tertentu 4 bilangan kuantum, atau, paling banyak dua elektron dapat menempati satu orbital yang didefinisikan oleh tiga bilangan kuantum n , l dan m . Kedua elektron itu harus memiliki nilai m_s yang berbeda, dengan kata lain **spinnya antiparalel**, dan pasangan elektron seperti ini disebut dengan **pasangan elektron**.

Kelompok elektron dengan nilai n yang sama disebut dengan kulit atau **kulit elektron**. Notasi yang digunakan untuk kulit elektron diberikan di Tabel 2.5.

Tabel 2.5 Simbol kulit elektron.

n	1	2	3	4	5	6	7
simbol	K	L	M	N	O	P	Q

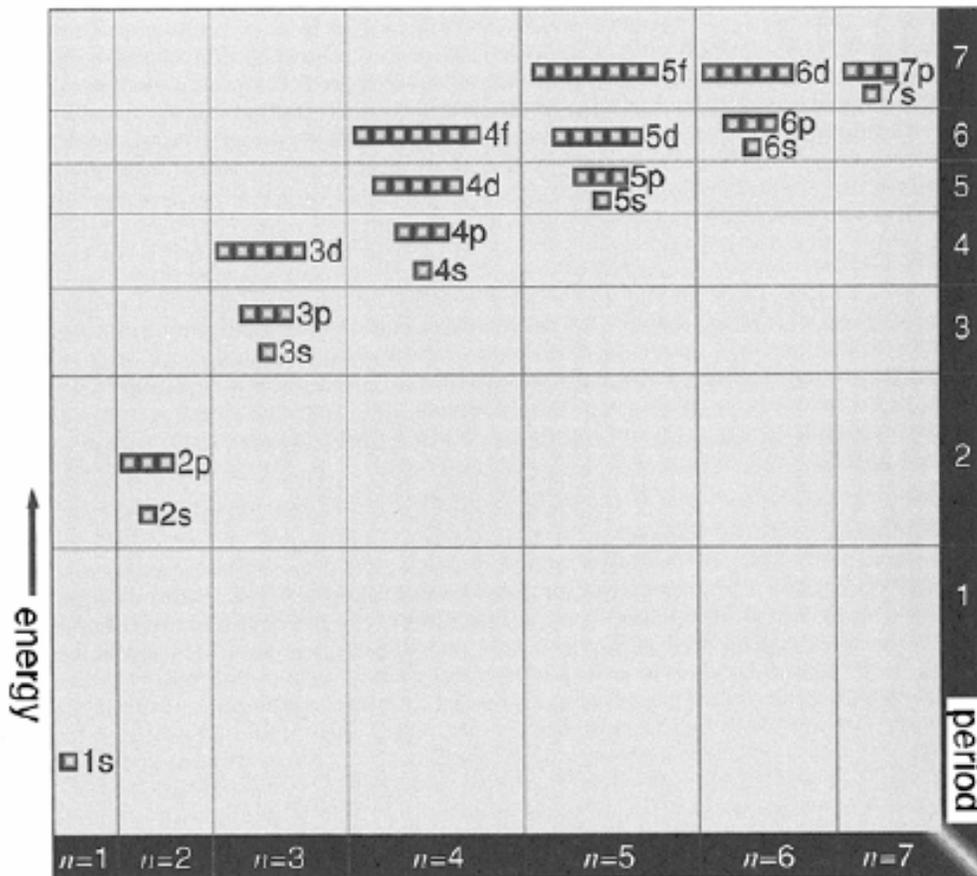
Tabel 2.6 merangkumkan jumlah maksimum elektron dalam tiap kulit, mulai kulit K sampai N. Bila atom dalam keadaan paling stabilnya, keadaan dasar, elektron-elektronnya akan menempati orbital dengan energi terendah, mengikuti prinsip Pauli.

Tabel 2.6 Jumlah maksimum elektron yang menempati tiap kulit.

n	kulit	l	simbol	Jumlah maks elektron	total di kulit
1	K	0	1s	2	$(2 = 2 \times 1^2)$
2	L	0	2s	2	$(8 = 2 \times 2^2)$
		1	2p	6	
3	M	0	3s	2	$(18 = 2 \times 3^2)$
		1	3p	6	
		2	3d	10	
4	N	0	4s	2	$(32 = 2 \times 4^2)$
		1	4p	6	
		2	4d	10	
		3	4f	14	

Di Gambar 2.7, tingkat energi setiap orbital ditunjukkan. Dengan semakin tingginya energi orbital perbedaan energi antar orbital menjadi lebih kecil, dan kadang urutannya menjadi terbalik. Konfigurasi elektron setiap atom dalam keadaan dasar ditunjukkan dalam Tabel 5.4. Konfigurasi elektron kulit terluar dengan jelas berubah ketika nomor atomnya berubah. Inilah teori dasar hukum periodik, yang akan didiskusikan di Bab 5.

Harus ditambahkan di sini, dengan menggunakan simbol yang diberikan di Tabel 2.6, konfigurasi elektron atom dapat diungkapkan. Misalnya, atom hidrogen dalam keadaan dasar memiliki satu elektron di kulit K dan konfigurasi elektronnya ($1s^1$). Atom karbon memiliki 2 elektron di kulit K dan 4 elektron di kulit L. Konfigurasi elektronnya adalah ($1s^2 2s^2 2p^2$).



Gambar 2.7 Tingkat energi elektron.

Nilai di kolom berkaitan dengan kulit elektron mulai dari K. Dua elektron maksimum mengisi masing-masing kotak.

Latihan

2.1 Teori Bohr

Hitung energi yang diserap oleh elektron yang tereksitasi dari ($n= 1$) ke ($n = 3$). Tentukan panjang gelombang radiasi elektromagnetik yang berkaitan. Teori Bohr mengasumsikan energi elektron atom hidrogen adalah $-2,718 \times 10^{-18}/n^2$ (J)

2.1 Jawab: Energinya dapat dihitung dengan persamaan (2.9).

$$\Delta E = -2,178 \times 10^{-18} \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{1^2} \right] = +1,94 \times 10^{-18} \text{ (J)}$$

Hubungan antara frekuensi dan panjang gelombang elektromagnetik $\nu = c/\lambda$. Jadi $\Delta E = hc/\lambda$, panjang gelombang dapat diperoleh sebagai berikut:

$$\lambda = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ (Js)} \times 2,9979 \times 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{1,94 \times 10^{-18} \text{ (J)}} = +1,02 \times 10^{-7} \text{ (m)} = 102 \text{ (nm)}$$

2.2 Teori Bohr

Hitung jumlah energi yang diperlukan untuk memindahkan elektron dari atom hidrogen yang dieksitasi dari ($n=2$)?

$$2.2 \text{ Jawab: } \Delta E = E_{\infty} - E_2 = |E_2| = \left| \frac{1}{4} E_1 \right| = 5,45 \times 10^{-19} \text{ (J)}$$

2.3 Persamaan De Broglie

Hitung panjang gelombang yang berkaitan dengan elektron ($m= 9,11 \times 10^{-31}$ kg) yang bergerak dengan kecepatan $5,31 \times 10^6$ m s⁻¹.

2.3 Jawab

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ (Js)}}{9,11 \times 10^{-34} \text{ (kg)} \times 5,31 \times 10^6 \text{ (ms}^{-1}\text{)}} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ (kgm}^2 \text{ s}^{-2} \text{ s)}}{9,11 \times 10^{-34} \text{ (kg)} \times 5,31 \times 10^6 \text{ (ms}^{-1}\text{)}} = 1,37 \times 10^{-10} \text{ (m)} = 0,137 \text{ (nm)}$$

2.4 Potensial kotak satu dimensi

Elektron dijebak dalam kotak satu dimensi dengan lebar 0,3 nm. Tentukan tingkat energinya. Hitung frekuensi dan panjang gelombang bila elektron berpindah dari ($n = 2$) ke ($n = 1$).

2.4 Jawab:

$$E = \frac{n^2 h^2}{8ma^2} = n^2 \frac{(6,626 \times 10^{-34})^2 (Js)^2}{8(9,11 \times 10^{-31})(kg)(0,31 \times 10^{-9})^2 (m^2)} = n^2 (6,69 \times 10^{-19} (J))$$

Frekuensi dan panjang gelombang elektronnya adalah:

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{(4 - 1)(6,69 \times 10^{-19})(Js)^2}{(6,62610^{-34})(Js)} = 3,03 \times 10^{15} s^{-1}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3,00 \times 10^8 (ms^{-1})}{3,03 \times 10^{15} s^{-1}} = 99 \times 10^{-9} m = 99 nm$$

2.5 Prinsip ketidakpastian

Posisi elektron dalam atom akan ditentukan dengan ketepatan sampai 0,02 nm. Perkirakan ketidakpastian yang berkaitan dengan kecepatan elektronnya

2.5 Jawab:

$$\Delta v = \frac{\Delta p}{m} = \frac{h}{m \Delta x} = \frac{(6,62610^{-34})(Js)}{(9,110 \times 10^{-31})(kg) \cdot 0,02 \times 10^{-9} (m)} = 3,58 \times 10^7 ms^{-1}$$

Menarik untuk membandingkannya dengan kecepatan cahaya ($3,0 \times 10^8 m s^{-1}$).

2.6 Konfigurasi elektron atom

Umumnya energi orbital atom poli-elektron meningkat dengan urutan $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p$. Tentukan konfigurasi elektron ^{26}Fe , ^{40}Zr , ^{52}Te di keadaan dasarnya. Bila Anda tidak dapat menyelesaikan soal ini, kembali kerjakan soal ini setelah menyelesaikan Bab 5.

2.6 Jawab: $^{26}\text{Fe}; (1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(3d)^6(4s)^2$

$^{40}\text{Zr}; (1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(3d)^{10}(4s)^2(4p)^6(4d)^2(5s)^2$

$^{52}\text{Te}; (1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(3d)^{10}(4s)^2(4p)^6(4d)^{10}(5s)^2(5p)^4$

3 Ikatan Kimia

Materi terdiri atas atom. Oleh karena kimia mempelajari materi, teori atom merupakan fondasi logis kimia. Namun, kimia tidak berbasiskan atom saja. Kimia pertama akan muncul ketika atom bergabung membentuk molekul. Proses yang menjelaskan bagaimana karakter hubungan atom dengan atom, yakni pembentukan ikatan kimia sangat berperan dalam perkembangan kimia. Untuk memahami ikatan kimia dengan sebenarnya diperlukan dukungan mekanika kuantum. Kini mekanika kuantum merupakan bagian yang tak terpisahkan dari kimia. Jadi mekanika kuantum sangat diperlukan bagi yang ingin mempelajari betapa pentingnya ikatan kimia.

3.1 Teori ikatan kimia sebelum abad 20

a Afinitas kimia

Teori atom adalah premis untuk konsep ikatan kimia. Namun, teori afinitas lebih disukai kimiawan abad 18 mungkin dapat dianggap sebagai asal teori ikatan kimia modern, walaupun afinitas kimia merupakan teori reaksi kimia. Dasar teori afinitas adalah konsep „like attract like“, sesama menarik sesama. Kimiawan Perancis Étienne François Geoffroy (1672-1731) membuat tabel dengan enambelas jenis zat didaftarkan dalam urutan afinitasnya pada zat lain (Gambar 3.1). Karya ini memiliki signifikansi historis karena orang dapat memprediksi hasil reaksi dengan bantuan Gambar 3.1.

Gambar 3.1 Tabel afinitas kimia dari Geoffroy. Simbol yang digunakan di tabel ini adalah simbol yang awalnya digunakan para alkemi. Di baris pertama, enambelas zat didaftarkan. Di bawah tiap zat in, zat lain dengan urutan afinitasnya pada zat di baris pertama didaftarkan