

Struktur Atom

Sulistyani, M.Si.
sulistyani@uny.ac.id

DEFINISI ATOM

- Salah satu konsep ilmiah tertua adalah bahwa semua materi dapat dipecah menjadi zarah (partikel) terkecil, dimana partikel-partikel itu tidak bisa dibagi lebih lanjut.
- *A* : Tidak, *Tomos* : memotong. Dinamakan atom karena dianggap tidak dapat dipecah lagi

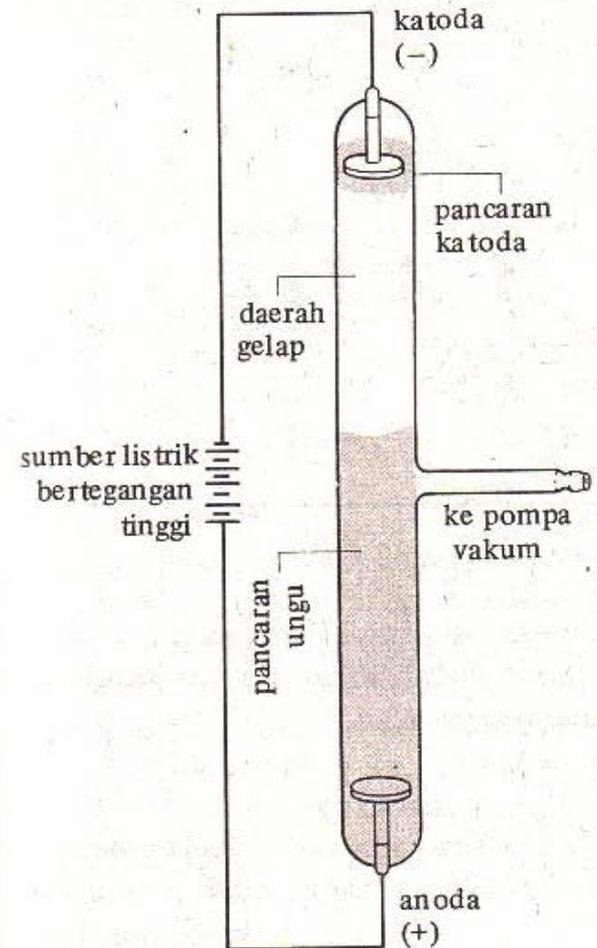
PENEMUAN PARTIKEL DASAR ATOM

- Elektron: William Crookes dengan tabung vakumnya berhasil membuktikan bahwa sinar kehijau-hijauan dipancarkan oleh kawat negatif (katode).
- Proton
- Neutron

Sinar Katoda

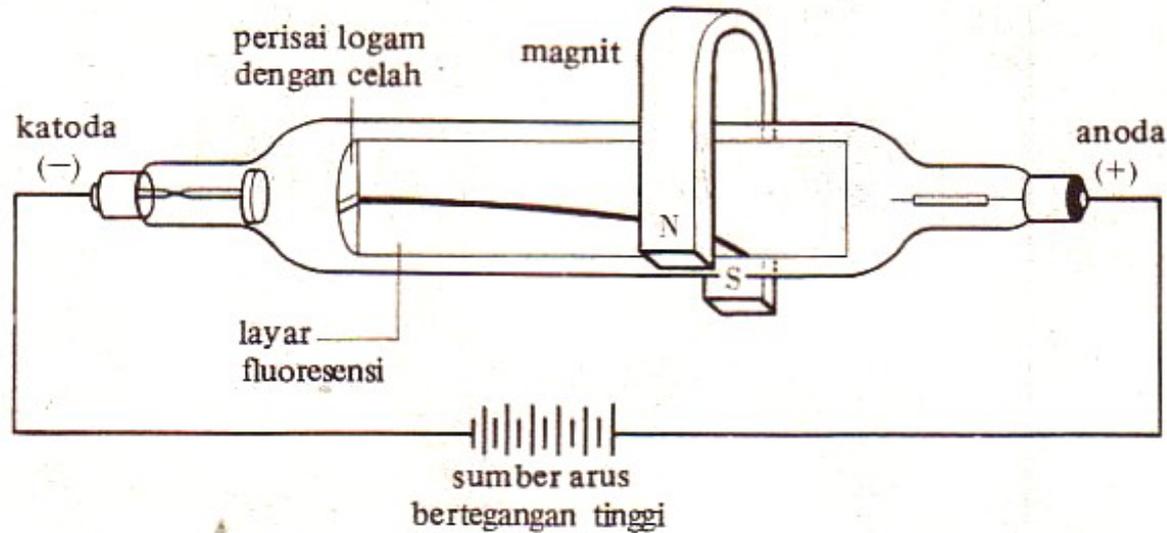
Sifat-sifat sinar katoda :

1. Sinar katoda dipancarkan oleh katoda dalam sebuah tabung hampa bila dilewati arus listrik (aliran listrik adalah penting)
2. Sinar katoda berjalan dalam garis lurus
3. Sinar tersebut bila membentur gelas atau benda tertentu lainnya akan menyebabkan terjadinya fluoresensi (mengeluarkan cahaya). Dari fluoresensi inilah kita bisa melihat sinar, sinar katoda sendiri tidak tampak.
4. Sinar katoda dibelokkan oleh medan listrik dan magnet; sehubungan dengan hal itu diperkirakan partikelnya bermuatan negatif
5. Sifat-sifat dari sinar katoda tidak tergantung dari bahan elektrodanya (besi, platina dsb.)



Istilah elektron pertama kali dikemukakan oleh Stoney (1891) sebagai satuan listrik.

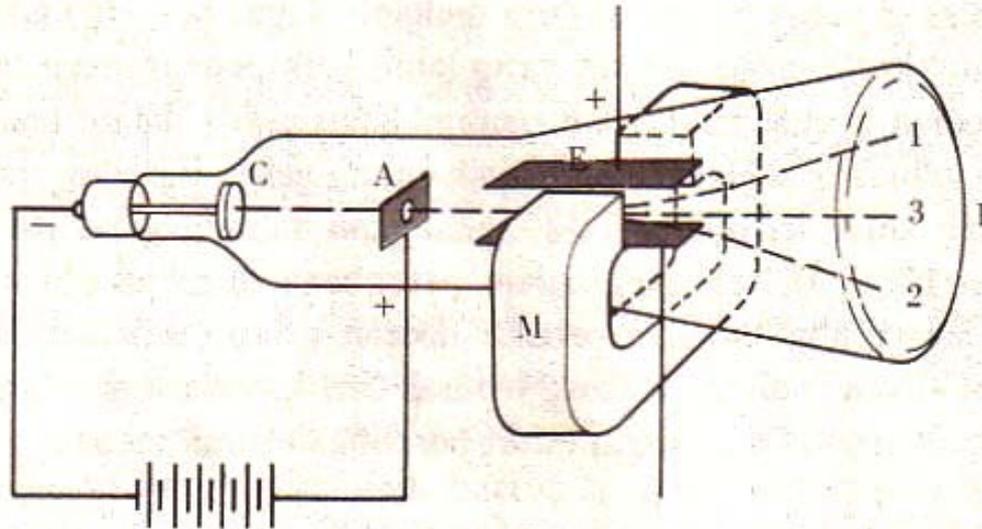
Pembelokan sinar katoda dalam medan magnet



Sinar katoda tidak tampak, hanya melalui pengaruh fluoresensi dari bahan sinar ini dapat dilacak. Berkas sinar katoda dibelokkan oleh medan magnet. Pembelokan ini menunjukkan bahwa sinar katoda bermuatan negatif.

Pengamatan J.J. Thomson

Sekitar tahun 1897 J.J Thomson mencoba menentukan kecepatan,serta perbandingan muatan dan massa elektron dari berbagai sumber elektron dengan menggunakan alat berikut.



Kode C = Katoda; A = Anoda; E = lempeng kondensator bermuatan listrik; M = magnet; F = layar berfluoresens.

Berkas 1 : Hanya dengan adanya medan listrik, berkas sinar katoda dibelokkan keatas menyentuh layar pada titik 1.

Berkas 2 : Hanya dengan adanya medan magnit, berkas sinar katoda dibelokkan kebawah menyentuh layar pada titik 2.

Berkas 3 : Berkas sinar katoda akan lurus dan menyentuh layar dititik 3, bila medan listrik dan medan magnit sama besarnya

Perbandingan muatan dan massa

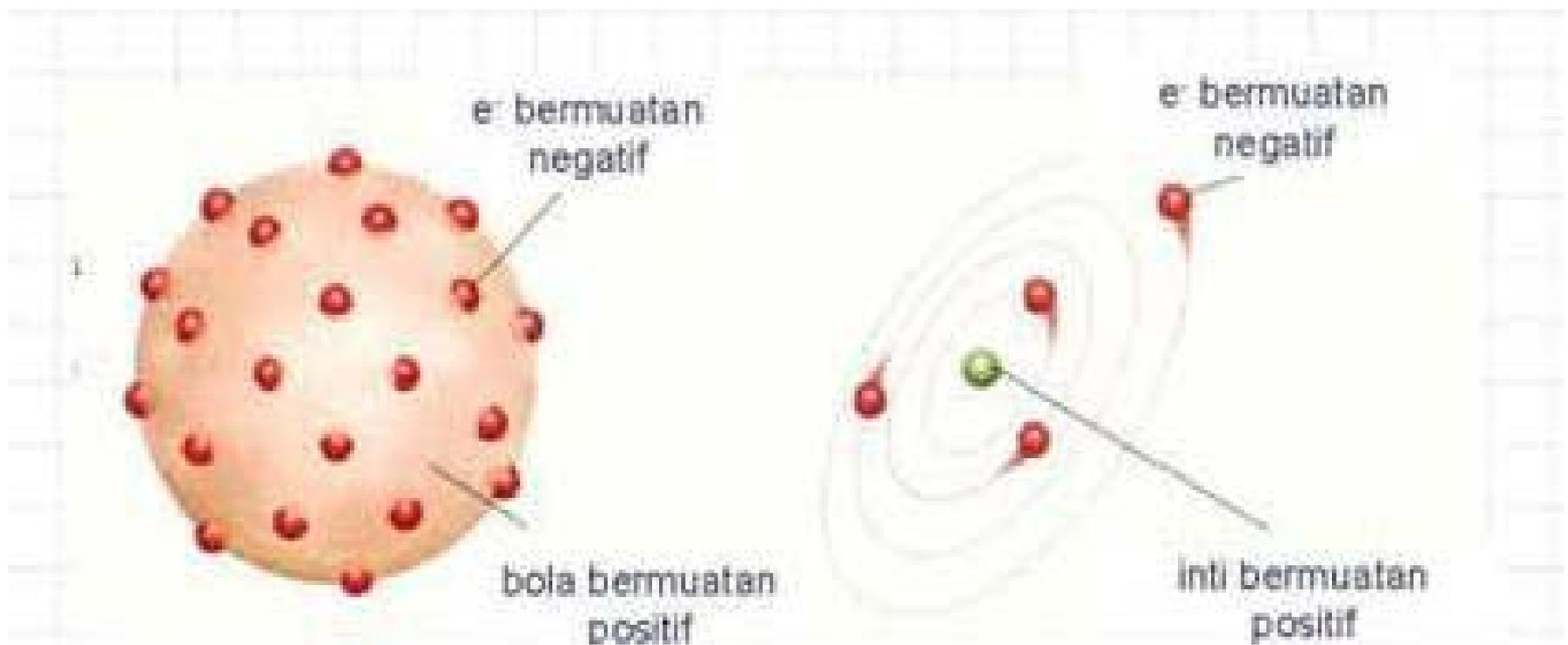
Berdasarkan eksperimennya Thomson mengukur bahwa kecepatan sinar katoda jauh lebih kecil dibandingkan kecepatan cahaya, jadi sinar katoda ini bukan merupakan REM. Selain itu Ia juga menetapkan perbandingan muatan listrik (e) dengan massa (m). Hasil rata-rata e/m sinar katoda kira-kira 2×10^8 Coulomb per gram. Nilai ini sekitar 2000 kali lebih besar dari e/m yang dihitung dari hidrogen yang dilepas dari elektrolisis air (Thomson menganggap sinar katoda mempunyai muatan listrik yang sama seperti atom hidrogen dalam elektrolisis air).

Kesimpulan : Partikel sinar katoda bermuatan negatif dan merupakan *partikel dasar* suatu benda yang harus ada pada setiap atom. Pada tahun 1874 Stoney mengusulkan istilah **elektron**.

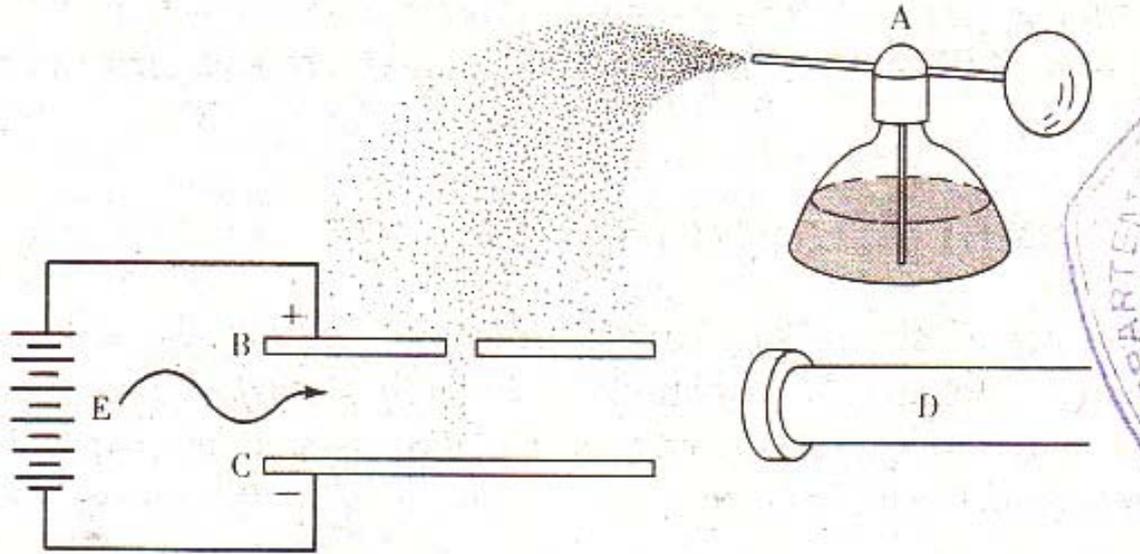
$$\frac{e}{m} = \frac{2YE}{L\ell B^2}$$

e =muatan, m = massa, Y = perubahan kedudukan pada layar, E =medan magnet, ℓ =panjang lempeng, y = jarak sinar tanpa medan magnet.

- Eksperimen menentukan rasio muatan terhadap massa elektron (q/m_e)
- $q/m_e = - 1,76 \times 10^{11} \text{ C/kg}$
- Sinar katoda dikenai medan listrik dan medan magnet
- Model atom “plum pudding” (kismis)



Pengamatan Tetes Minyak Milikan



Percikan tetes minyak dihasilkan oleh penyemprot (A). Tetes ini masuk ke dalam alat melalui lubang kecil pada lempeng atas sebuah kondensor listrik. Pergerakan tetes diamati dengan teleskop yang dilengkapi alat *micrometer eyepiece* (D). Ion-ion dihasilkan oleh radiasi pengionan seperti sinar x dari sebuah sumber (E). Sebagian dari tetes minyak memperoleh muatan listrik dengan menyerap (mengadsorpsi) ion-ion.

- Tetes diantara B dan C hanya melayang-layang, tergantung dari tanda (+ atau -) dan besarnya muatan listrik pada tetes.
- Dengan menganalisis data dari jumlah tetes, Milikan dapat menghitung besarnya muatan q yang selalu merupakan integral berganda dari muatan listrik elektron e yaitu : $q = n.e$ (dengan $n = 1, 2, 3 \dots$)
- Nilai muatan listrik $e = -1,60219 \times 10^{-19}$ C.
- Dengan menggabungkan hasil Milikan dan Thomson diperoleh massa sebuah elektron = $9,110 \times 10^{-31}$ kg.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{m d . g}{E . e n - m d . g}$$

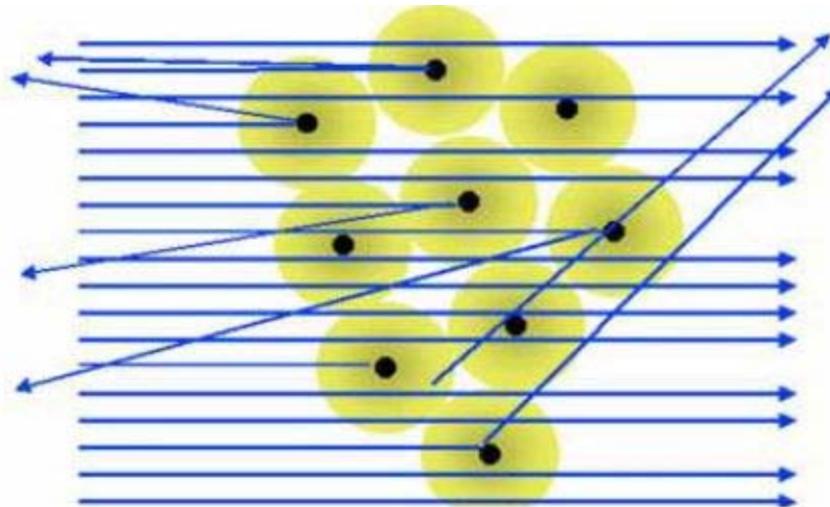
v_1 = kecepatan jatuhnya tetesan, v_2 = kecepatan naiknya tetesan akibat medan listrik,
 $m d$ = massa tetesan, $e n$ = muatan tetesan

Penemuan Inti Atom

Pada tahun 1909 Rutherford membombardir lempengan logam tipis dengan partikel alfa (ion helium).

Hasil percobaan menunjukkan bahwa sekitar 1 partikel alfa dari 8000 partikel dibelokkan oleh lempeng logam.

Pembelokan ini menunjukkan keberadaan inti atom yang kecil, kompak dan bermuatan positif.

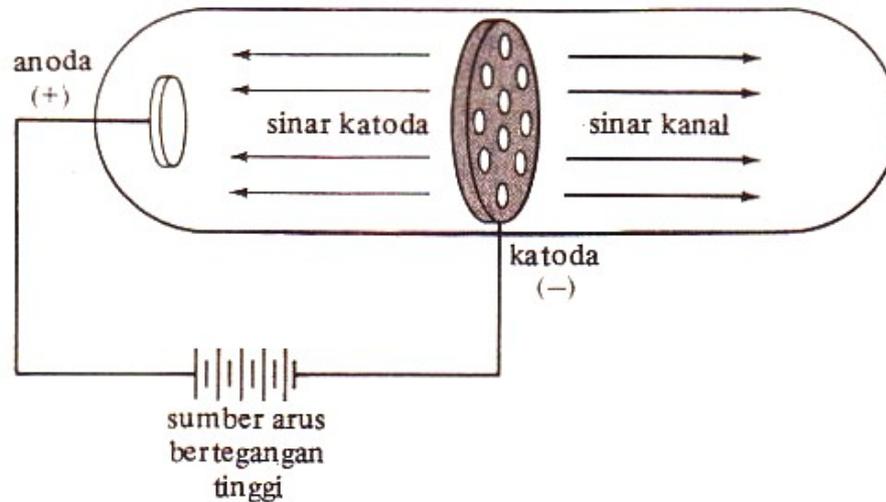


Proton dan Neutron

- Pada tahun 1913 Moseley menemukan bahwa panjang gelombang sinar x bervariasi tergantung dari bahan sasarannya. Dengan menghubungkan hal ini ke persamaan matematis disimpulkan bahwa setiap unsur dapat ditetapkan dengan suatu bilangan bulat yang disebut nomor atom.
- Tahun 1919 Rutherford mengembangkan satuan dasar muatan positif yang disebut proton hasil risetnya dari jalur lintasan partikel α di udara.
- Konsep yang dipopulerkan oleh Rutherford adalah inti mengandung sejumlah proton yang sama dengan nomor atomnya dan sejumlah partikel netral yang disebut neutron agar sesuai dengan massa atom.
- Pada tahun 1930-an Chadwick membuktikan keberadaan neutron melalui percobaan pemboman berilium dan boron dengan partikel α , sehingga model atom yang terdiri dari elektron, proton dan neutron lengkap ditemukan.

Sinar Kanal (Sinar Positif)

Dalam tahun 1886 Eugen Goldstein melakukan serangkaian percobaan dan ia menemukan partikel jenis baru yang disebut sinar kanal (*canal rays*) atau sinar positif.

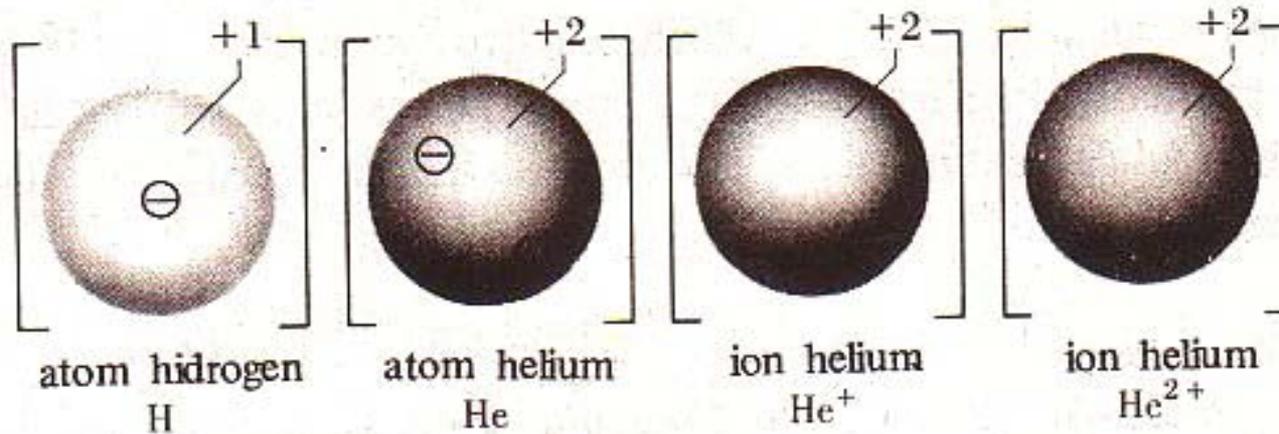


Sinar katoda mengalir ke arah anoda. Tumbukannya dengan sisa atom gas melepaskan elektron dari atom gas, menghasilkan ion yang bermuatan listrik positif. Ion-ion ini menuju ke katoda (-) tetapi sebagian dari ion ini lolos melewati lubang pada katoda dan merupakan arus partikel mengarah ke sisi lain. Berkas sinar positif ini disebut sinar positif atau sinar kanal.

Sifat-sifat sinar kanal

1. Partikel-partikelnya dibelokkan oleh medan listrik dan magnet dan arahnya menunjukkan bahwa muatannya positif.
2. Perbandingan muatan dan massa (e/m) sinar positif lebih kecil daripada elektron.
3. Perbandingan e/m sinar positif tergantung pada sifat gas dalam tabung. Perbandingan terbesar dimiliki oleh gas hidrogen.
4. Perbandingan e/m dari sinar positif yang dihasilkan bila gas hidrogen ada dalam tabung adalah identik dengan e/m untuk gas hidrogen yang dihasilkan melalui air.

Pengamatan ini dapat diterangkan dengan model atom yang dibuat J.J. Thomson yaitu model *plum pudding*. Kesimpulan dari sifat sinar kanal ini ialah semua atom terdiri dari satuan dasar yang bermuatan positif, pada atom H terdapat satu dan atom-atom lainnya mengandung jumlah lebih banyak. Satuan dasar ini sekarang disebut dengan *proton*.



Penemuan Neutron

Penemuan isotop memberikan dasar bagi Rutherford untuk meramal adanya partikel lain dalam inti atom yang mempunyai massa satu satuan dan tidak bermuatan.

Isotop pertama kali dikemukakan oleh F. Soddy dan W. Richards secara terpisah tahun 1913 ketika mempelajari hasil peluruhan zat radioaktif (keduanya menemukan ^{206}Pb dan ^{208}Pb).

Tahun 1932 Chadwick mengamati bahwa ketika berilium-9 ditembaki partikel alfa, ternyata partikel yang massanya sama dengan proton tapi tanpa muatan dilepaskan, inilah yang disebut neutron.

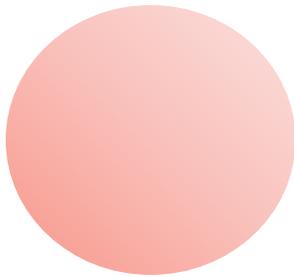
Sifat-Sifat sinar neutron

1. Dalam medan listrik atau magnet tidak dibelokkan ke kutub positif atau negatif.
2. Massa sinar neutron hampir sama dengan massa sinar anode (proton) yaitu $1,6728 \cdot 10^{-24}$ gram.

Perkembangan Model Atom

1. Teori Atom Dalton

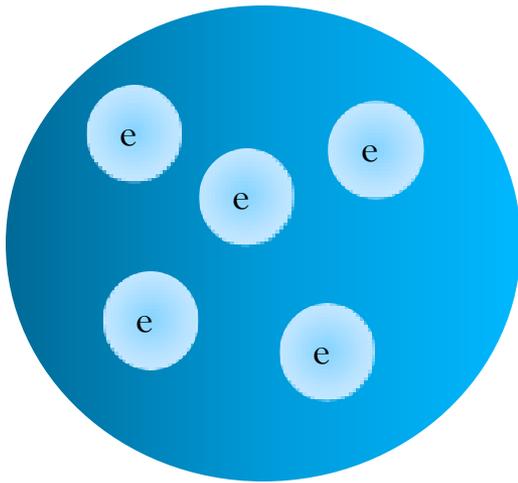
- Pencetus teori atom modern.
- Teorinya dilandasi oleh kejadian kimiawi dan data kuantitatif.
- Teori Dalton ditunjang juga oleh 2 percobaan (oleh Lavoisier dan Prost) dan 2 hukum alam (Kekekalan massa dan Perbandingan tetap)



Atom berbentuk bulat seperti bola pejal

2. Teori Atom Thomson

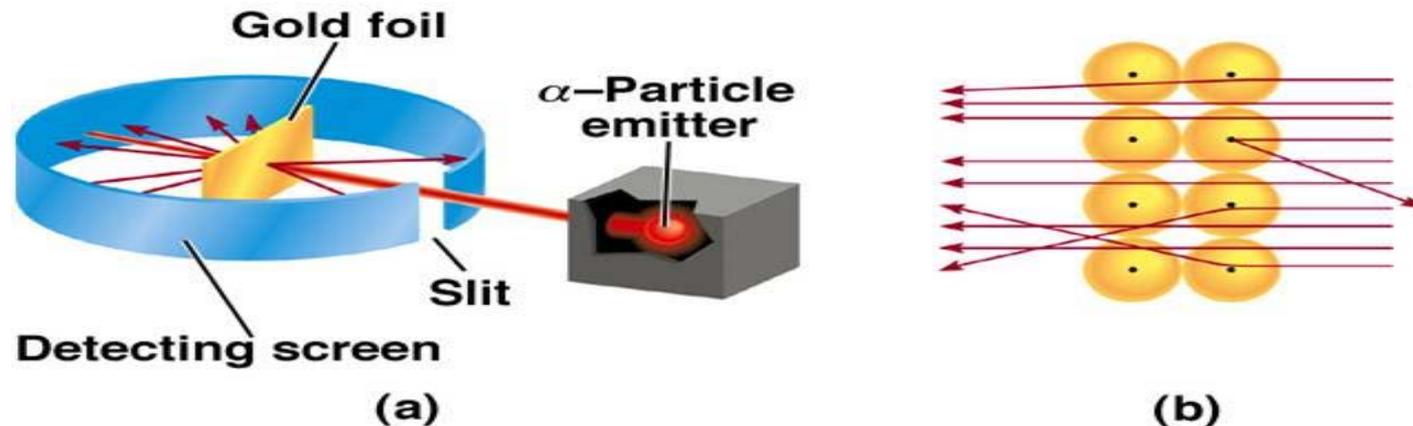
- Thomson mengilustrasikan atom sebagai suatu materi berbentuk bola bermuatan positif dan di dalamnya tersebar elektron-elektron (model roti kismis).
- Atom bersifat netral, yaitu jumlah muatan positif dan negatifnya sama.



Model roti kismis

Eksperimen Rutherford (1910)

Rutherford's Experimental Design



- Partikel α - ion He bermuatan positif dari sumber radioaktif ditembakkan ke lempeng/lembaran emas yang sangat tipis (Au foil)
- Layar fluoresen ditempatkan di belakang lempeng emas untuk mendeteksi hamburan (scattering) partikel α

Pengamatan Rutherford

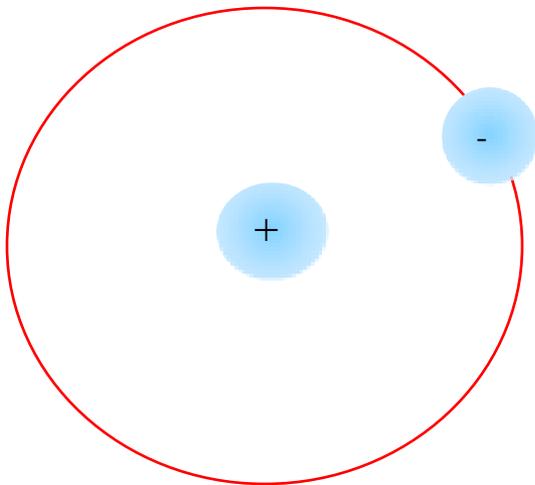
- Partikel Alfa sebagian besar diloloskan/diteruskan
- Partikel Alfa ada yang dihamburkan (terdefleksi)
- Partikel Alfa ada yang dipantulkan, dengan sudut 180°

Kesimpulan :

- Sebagian besar massa atom terpusatkan dalam suatu daerah yang disebut **INTI ATOM**
- Inti atom bermuatan **POSITIF**
- Sebagian besar volume atom adalah ruang kosong

2. Teori Atom Rutherford

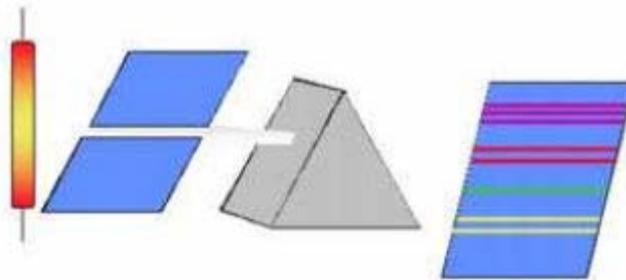
- Atom terdiri dari inti atom yang bermuatan positif, sedangkan elektron yang bermuatan negatif mengelilingi inti atom.
- Atom bersifat netral, yaitu jumlah muatan positif dan negatifnya sama.
- Jari-jari inti atom dan jari-jari atom sudah dapat ditentukan



Kelemahannya: tidak mampu menjelaskan mengapa elektron tidak jatuh ke inti atom menurut hukum fisika klasik.

Model Atom Bohr

- Bohr mempelajari spektrum yang dihasilkan ketika atom-atom tereksitasi dalam suatu tabung gas hampa udara, ternyata tiap unsur menghasilkan serangkaian garis-garis spektrum tersendiri.
- Bohr menyimpulkan bahwa energi elektron terkuantisasi, hanya merupakan tingkat-tingkat energi tertentu.

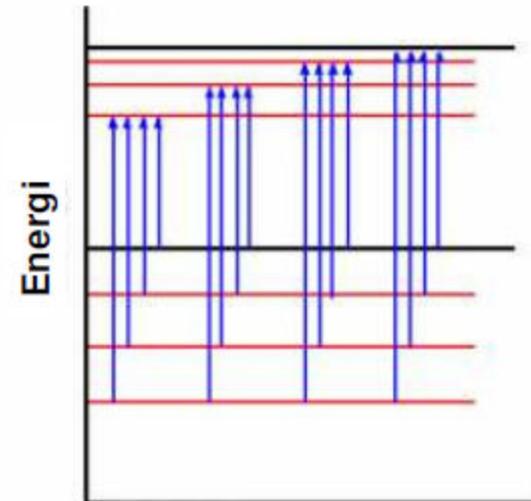


Penjelasan model atom Bohr:

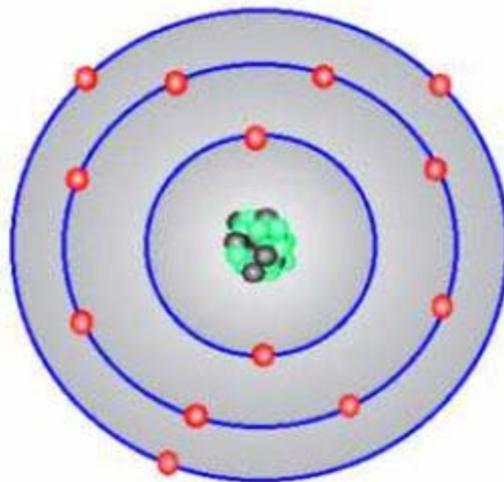
- Dalam model atom Bohr, elektron hanya dapat berada pada tingkat energi tertentu (orbit). Tiap tingkat energi disebut sebagai bilangan kuantum utama, n .
- Balmer kemudian menentukan suatu hubungan empiris yang menggambarkan garis spektrum pada atom hidrogen.
- Spektrum-spektrum untuk atom lainnya dapat digambarkan dengan

$$\frac{1}{\lambda} = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$n = 2, 3, 5, \dots$$



- Model atom Bohr digambarkan sebagai sistem planet tata surya. Setiap bilangan kuantum utama menunjukkan orbit atau lapisan, dengan inti atom berada pada pusatnya.
- Model atom Bohr dapat menjelaskan adanya garis-garis spektrum dan digunakan untuk menentukan jari-jari atom hidrogen.
- Model atom Bohr tak dapat digunakan untuk atom-atom selain hidrogen dan tak dapat menjelaskan mengapa energi terkuantisasi



Teori Gelombang Elektron

- Tahun 1924 De Broglie menyarankan bahwa elektron memiliki sifat gelombang yang menyebabkan energinya terkuantisasi.
- De Broglie menyimpulkan bahwa semua partikel memiliki panjang gelombang sesuai persamaan:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

h = Tetapan Planck = $6,626 \times 10^{-34} \text{ Js}$

m = massa, kg

v = frekuensi, m/s

λ = panjang gelombang, m

- Dengan persamaan De Broglie, panjang gelombang suatu elektron dapat dihitung (kecepatan elektron = $2,2 \times 10^6 \text{ ms}^{-1}$):

$$\lambda = \frac{6.6 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{(9.1 \times 10^{-31} \text{ kg})(2.2 \times 10^6 \text{ m s}^{-1})}$$

$$= 3.3 \times 10^{-10} \text{ m}$$

Prinsip Ketidakpastian Heisenberg

- Untuk dapat mengamati elektron, maka elektron harus ditembak dengan foton dengan panjang gelombang pendek, sehingga menghasilkan frekuensi tinggi dan energi yang tinggi.
- Apabila foton mengenai elektron, maka akan menyebabkan gerakan dan kecepatan elektron berubah.
- Menurut Heisenberg, adalah tidak mungkin untuk dapat mengetahui posisi dan kecepatan suatu objek secara bersamaan dengan tepat dikembangkan hubungan:

$$\Delta x \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$$

Semakin kecil massa objek, ketidakpastian posisi dan kecepatannya semakin besar.

Model Kuantum Atom

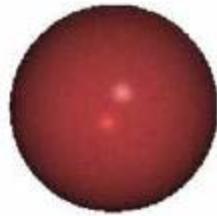
- Schrödinger mengembangkan suatu persamaan untuk menggambarkan perilaku dan energi elektron dalam atom.
- Persamaan Schrödinger digunakan untuk menggambarkan energi gelombang dan tiap elektron dapat digambarkan dalam kerangka bilangan kuantumnya.
- ✓ Bilangan Kuantum Utama, n : *menggambarkan tingkat energi yang dimiliki elektron (orbital). Nilai $n = 1, 2, 3, \text{dst.}$*
- ✓ Bilangan Kuantum Azimuth, l : *menggambarkan bentuk orbital yang ditempati elektron. Nilai $l = n-1$. Misalnya, jika $n = 1$, maka $l = 0$. Nilai $l = 0$, memiliki bentuk orbital s .*
- ✓ Bilangan Kuantum Magnet, ml : *menggambarkan orientasi atau arah proyeksi orbital dalam ruang 3 dimensi. Nilai $ml = -l$ sampai $+l$ (semua bilangan kecuali 0). Contoh: jika $l = 2$, maka $ml = -2, -1, 0, 1, 2$.*
- Bilangan Kuantum Spin, s : *menggambarkan arah pergerakan elektron relatif terhadap medan magnet, searah atau berlawanan arah dengan jarum jam. Nilai $s = +1/2$ dan $-1/2$.*
- Pauli membuat aturan bahwa elektron dalam suatu atom tidak boleh memiliki bilangan kuantum yang sama (Prinsip Larangan Pauli).

Bilangan Kuantum

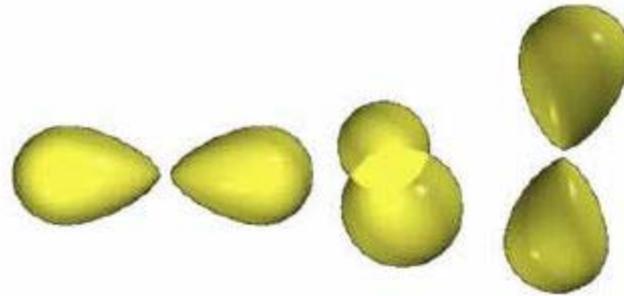
- Dalam menyusun konfigurasi suatu elektron, maka susunan keempat bilangan kuantum harus digunakan, mulai dari tingkat energi yang rendah ke yang lebih tinggi (Aturan Aufbau), dan pengisian elektron harus satu demi satu sebelum berpasangan untuk kestabilan (Aturan Hund).

n	l	m_l	Lambang Subkulit	Jumlah Orbital
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
	1	-1, 0, 1	2p	3
3	0	0	3s	1
	1	-1, 0, 1	3p	3
	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d	5
4	0	0	4s	1
	1	-1, 0, 1	4p	3
	2	-2, -1, 0, 1, 2	4d	5
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	4f	7

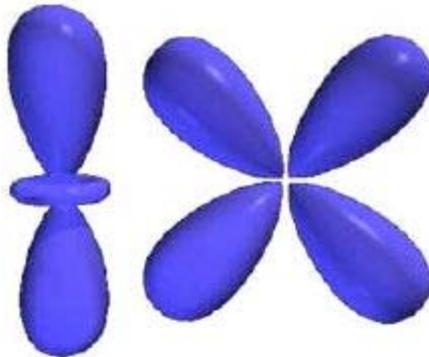
Bentuk Orbital



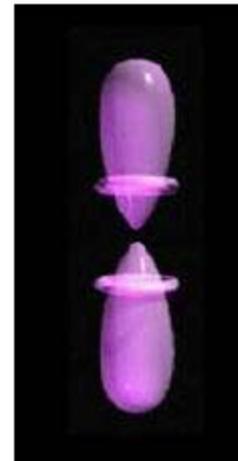
Orbital s



Orbital p : p_x, p_y, p_z



Orbital d : $d_{z^2}, d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}$



Orbital f

Konfigurasi Elektron

Untuk atom hidrogen, bilangan kuantum utama menentukan energi orbitalnya.



Semua subtingkat memiliki energi sama

Jika energi sebesar lebih dari 1312 kJ/mol ditambahkan, elektron akan benar-benar terlepas.

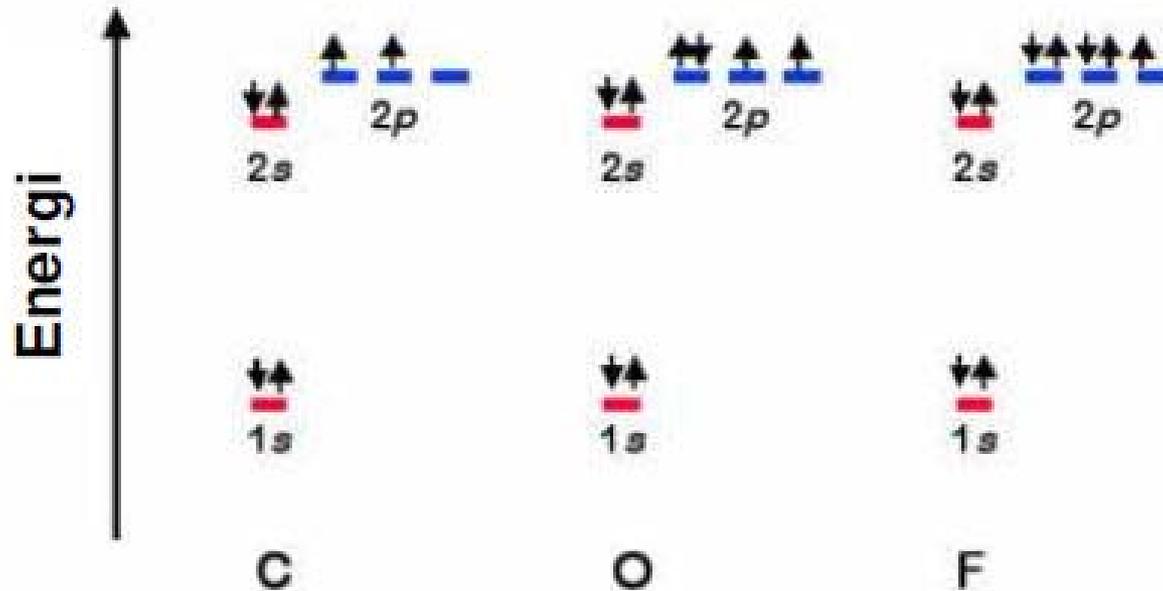
Aturan Hund

- Ketika mengisi elektron pada orbital-orbital yang tingkat energinya sama, isilah elektron satu per satu terlebih dahulu.
- Adanya elektron-elektron yang tak berpasangan dapat diuji keberadaannya karena dapat bereaksi sebagai elektromagnet:
- Paramagnetik – elektron-elektron akan tertarik pada medan magnet yang menunjukkan keberadaan elektron tak berpasangan.
- Diamagnetik – elektron-elektron tertolak keluar oleh medan magnet yang menunjukkan semua elektron telah berpasangan.

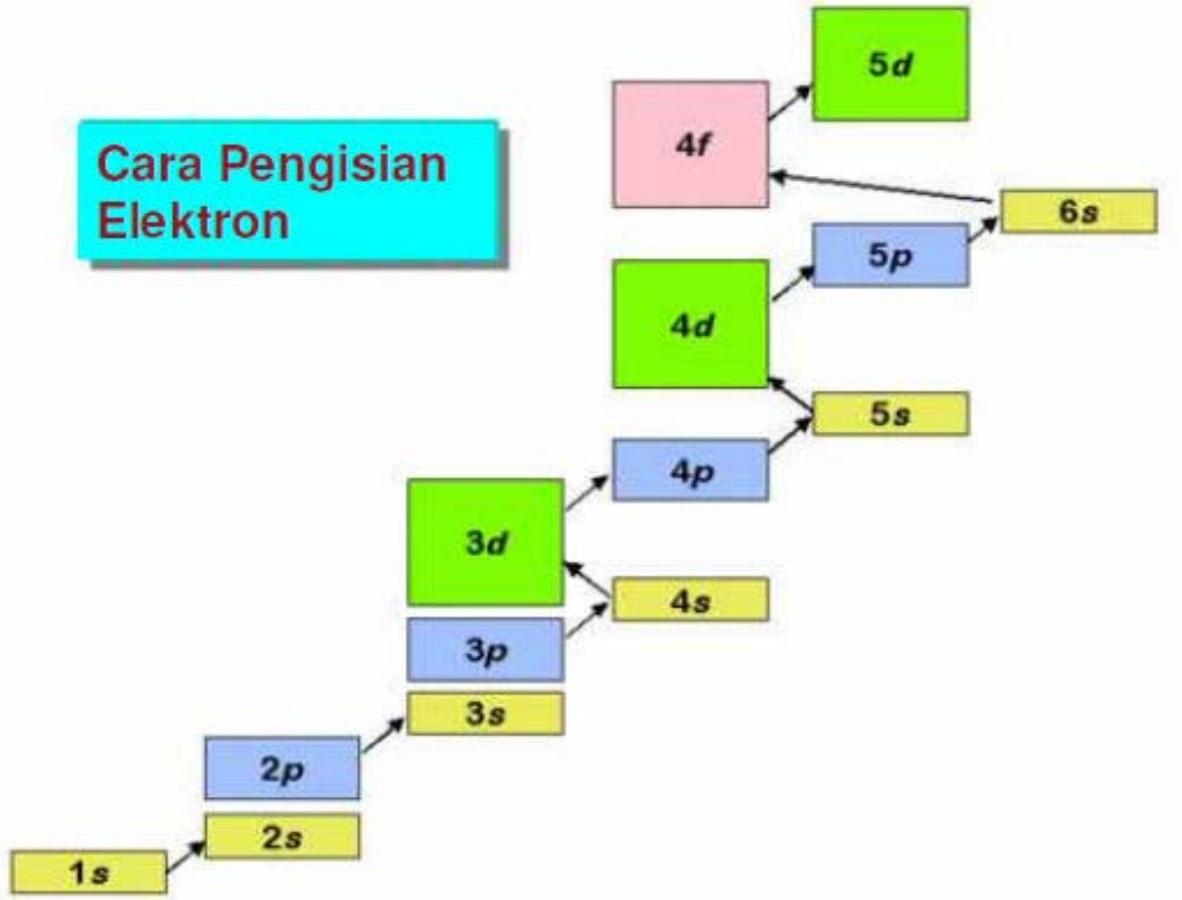
Prinsip Aufbau

- Untuk setiap atom, perlu diketahui bahwa jumlah elektron suatu atom netral sama dengan nomor atomnya.
- Pengisian orbital oleh elektron dimulai dari tingkat energi lebih rendah ke yang lebih tinggi.
- Jika terdapat dua atau lebih orbital berada pada tingkat energi yang sama akan mengalami penurunan tingkat energi.
- Jangan memasangkan elektron dulu sebelum pada subtingkat energi tertentu terisi penuh.

Contoh penerapan Prinsip Aufbau



Cara Pengisian Elektron



Penulisan Konfigurasi Elektron

- Konfigurasi elektron dapat dituliskan untuk ion-ion:
 - Mulailah dengan menuliskan konfigurasi elektron untuk atom pada keadaan dasar.
 - Untuk kation, hilangkan sejumlah elektron dari kulit terluar sebanyak muatan kationnya. Contoh Ba^{2+} , konfigurasi elektron Ba: $[Xe] 6s^2$ menjadi $Ba^{2+}: [Xe]$ atau $[Kr] 3d^{10} 4s^2 4p^6$
 - Untuk anion, tambahkan sejumlah elektron ke kulit terluar sebanyak muatan anion. Contoh: Cl^- , konfigurasi elektron Cl: $[Ne] 3s^2 3p^5$ menjadi $Cl^-: [Ne] 3s^2 3p^6$ atau $[Ar]$

Periodic Table of Elements

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H Hydrogen 1.008																		He Helium 4.0026
2	Li Lithium 6.941	Be Beryllium 9.012182											B Boron 10.811	C Carbon 12.011	N Nitrogen 14.0064	O Oxygen 15.9994	F Fluorine 18.9984032	Ne Neon 20.1797	
3	Na Sodium 22.98976928	Mg Magnesium 24.304											Al Aluminum 26.9815386	Si Silicon 28.0855	P Phosphorus 30.973762	S Sulfur 32.06	Cl Chlorine 35.453	Ar Argon 39.948	
4	K Potassium 39.0983	Ca Calcium 40.078	Sc Scandium 44.955912	Ti Titanium 47.887	V Vanadium 50.9415	Cr Chromium 51.9961	Mn Manganese 54.938045	Fe Iron 55.845	Co Cobalt 58.933195	Ni Nickel 58.6934	Cu Copper 63.546	Zn Zinc 65.38	Ga Gallium 69.723	Ge Germanium 72.64	As Arsenic 74.9216	Se Selenium 78.96	Br Bromine 79.904	Kr Krypton 83.798	
5	Rb Rubidium 85.4678	Sr Strontium 87.62	Y Yttrium 88.90584	Zr Zirconium 91.224	Nb Niobium 92.90638	Mo Molybdenum 95.94	Tc Technetium (98.90625)	Ru Ruthenium 101.07	Rh Rhodium 102.9055	Pd Palladium 106.42	Ag Silver 107.8682	Cd Cadmium 112.411	In Indium 114.818	Sn Tin 118.710	Sb Antimony 121.757	Te Tellurium 127.6	I Iodine 126.905	Xe Xenon 131.29	
6	Cs Cesium 132.90545196	Ba Barium 137.327	57-71	Hf Hafnium 178.49	Ta Tantalum 180.94788	W Tungsten 183.84	Re Rhenium 186.207	Os Osmium 190.23	Ir Iridium 192.222	Pt Platinum 195.084	Au Gold 196.966569	Hg Mercury 200.59	Tl Thallium 204.3833	Pb Lead 207.2	Bi Bismuth 208.9804	Po Polonium 209	At Astatine 210	Rn Radon 222	
7	Fr Francium 223	Ra Radium 226	89-103	Rf Rutherfordium 261	Db Dubnium 262	Sg Seaborgium 266	Bh Bohrium 264	Hs Hassium 277	Mt Meitnerium 268	Ds Darmstadtium 271	Rg Roentgenium 272	Uub Ununbium 285	Uut Ununtrium 284	Uuq Ununquadium 289	Uup Ununpentium 288	Uuh Ununhexium 292	Uus Ununseptium	Uuo Ununoctium 294	

C Solid
Hg Liquid
H Gas
Rf Unknown

Metals
Alkali metals
Alkaline earth metals
Lanthanoids
Actinoids
Transition metals
Poor metals
Nonmetals
Other nonmetals
Noble gases

For elements with no stable isotopes, the mass number of the isotope with the longest half-life is in parentheses.

Design and Interface Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com). <http://www.ptstable.com/>



57 La Lanthanum (138.90547)	58 Ce Cerium (140.12)	59 Pr Praseodymium (140.90766)	60 Nd Neodymium (144.242)	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium (150.36)	63 Eu Europium (151.964)	64 Gd Gadolinium (157.25)	65 Tb Terbium (158.92535)	66 Dy Dysprosium (162.500)	67 Ho Holmium (164.93032)	68 Er Erbium (167.259)	69 Tm Thulium (168.93402)	70 Yb Ytterbium (173.054)	71 Lu Lutetium (174.967)
89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium (232.0377)	91 Pa Protactinium (231.03688)	92 U Uranium (238.02891)	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (260)