

# Struktur Atom

Cahyorini Kusumawardani

## *Timeline of Atomic Theory*

*Greek Model*  
*400 BC*  
*Democristus*

*(Aristotle's 4 Elements)*

*Rutherford Model*  
*1911*

*Wave Model*  
*Modern*

*Dalton Model*  
*1803*

*Thomson Model*  
*1897*

*Bohr Model*  
*1922*

# Democritus (460 - 370 BC)



- ▶ Was the first person to come up with the idea of atom
- ▶ Believed that all matter was composed of indivisible particles he called “ATOMS”
- ▶ Which is derived from the Greek word “Atomos” - meaning indivisible
- ▶ He also believed that different atoms:
  - ▶ Are different sizes
  - ▶ Have different properties
- ▶ Other philosophers of that time did not agree with his theories.

# Why?

- ▶ The eminent philosophers of the time, Aristotle and Plato, had a more respected, (and ultimately wrong) theory.



(c) Andy Brice 1998

Aristotle and Plato favored the earth, fire, air and water approach to the nature of matter. Their ideas held sway because of their eminence as philosophers. The *atomos* idea was buried for approximately 2000 years.

# Teori Atom Dalton

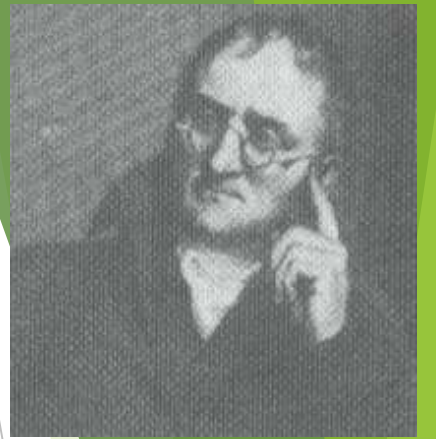
- ▶ Atom adalah bagian terkecil dari suatu zat
- ▶ Atom berbentuk bola sederhana yang sangat kecil, tidak dapat dibelah, diciptakan ataupun dimusnahkan
- ▶ Unsur yang sama mengandung atom-atom yang sama.
- ▶ Atom sejenis memiliki sifat yang sama dalam segala hal, sedangkan atom yang berbeda memiliki sifat yang berbeda.
- ▶ Reaksi kimia terjadi karena adanya penggabungan dan pemisahan atom-atom.

## KELEMAHAN:

- ▶ Tidak dapat menjelaskan sifat listrik materi
- ▶ Tidak dapat menjelaskan reaksi antar atom
- ▶ Tidak dapat membedakan unsur

## KELEBIHAN:

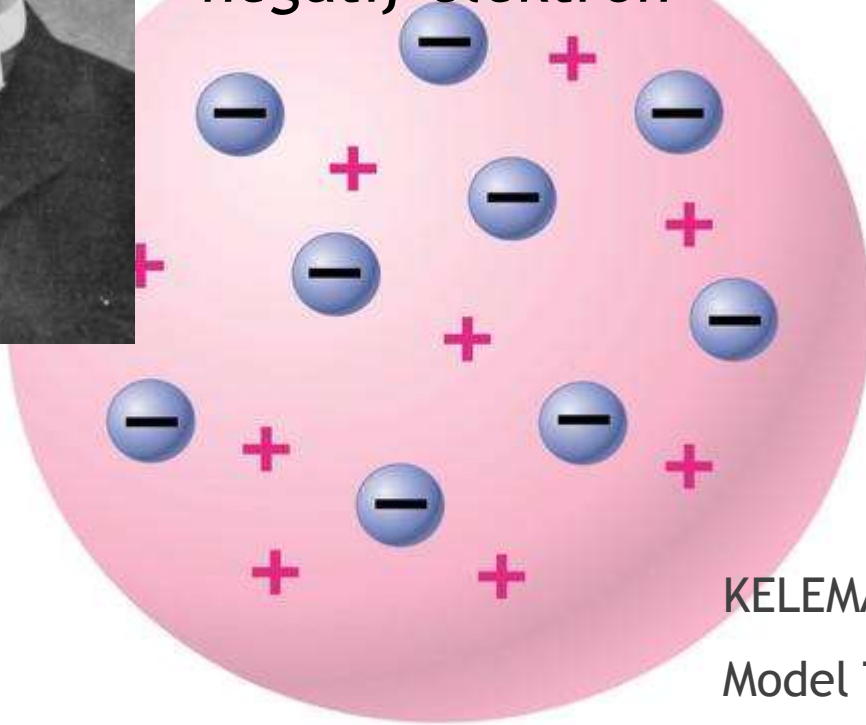
- ▶ Sesuai dengan Hukum Kekekalan Massa
- ▶ Dapat menjelaskan Hukum Perbandingan Tetap



# MODEL ATOM THOMSON



*Atom merupakan bola pejal yang bermuatan positif dan didalamnya tersebar muatan negatif elektron*



KELEBIHAN:

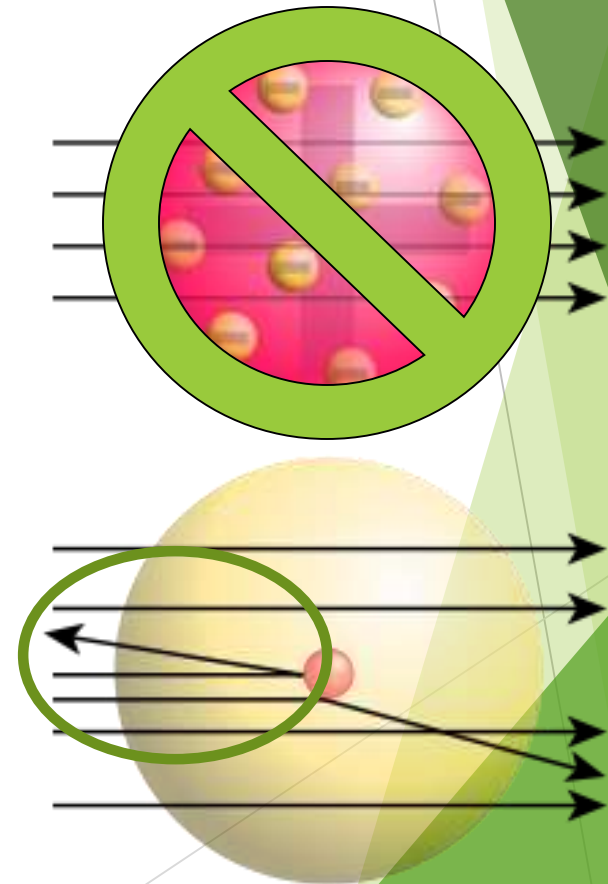
Membuktikan adanya partikel lain yang bermuatan negatif dalam atom. Berarti atom bukan merupakan bagian terkecil dari suatu unsur

KELEMAHAN:

Model Thomson ini tidak dapat menjelaskan susunan muatan positif dan negatif dalam bola atom tersebut

# Results from Gold Foil Experiment

- Rutherford found that every once and a while, a + particle was deflected bounced back. (about 1% of the time)
- Why?
- Because the + charge hit a central mass of positive charge and was repelled.



# Conclusions from Rutherford's Gold Foil Experiment (memorize this!)

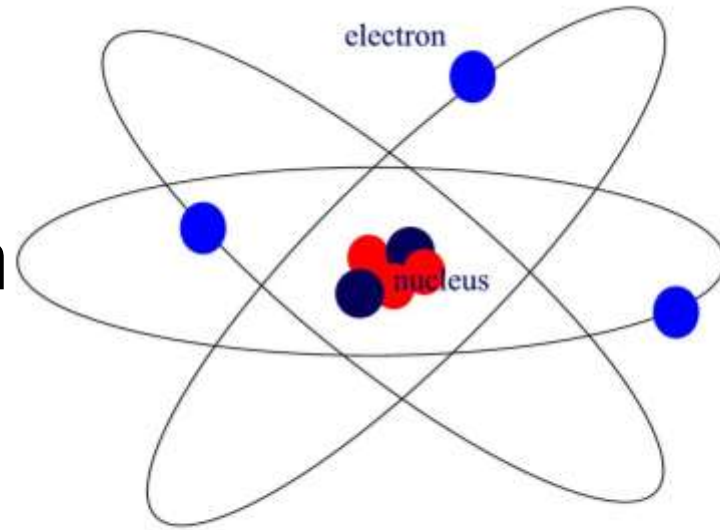
- The atom contains a positively charged "**nucleus**"
- This **nucleus** contains almost all of the **mass** of the atom, but occupies a very small **volume** of the atom.
- The negatively charged **electrons** occupied most of the volume of the atom.
- The atom is mostly **empty** space.



# Rutherford's Planetary Model

- To explain his observations, Rutherford developed a new model

- The **electrons** orbit the **nucleus** like the planets revolve around the sun.



Atomic Planetary Model

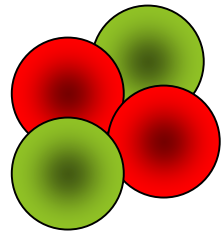
# Teori Atom Rutherford (Percobaan sinar alfa)



*Atom terdiri dari inti atom yang sangat kecil dan bermuatan positif, dikelilingi oleh elektron yang bermuatan negative. Terdapat partikel netral yang berfungsi mengikat partikel-partikel positif agar tidak saling tolak menolak*

KELEBIHAN:

Membuat hipotesa bahwa atom tersusun dari inti atom dan elektron yang mengelilingi inti



KELEMAHAN:

Tidak dapat menjelaskan mengapa elektron tidak jatuh ke dalam inti atom. Berdasarkan teori fisika, gerakan elektron mengitari inti ini disertai pemancaran energi sehingga lama - kelamaan energi elektron akan berkurang dan lintasannya makin lama akan mendekati inti dan jatuh ke dalam inti

# Spektra Garis Atom



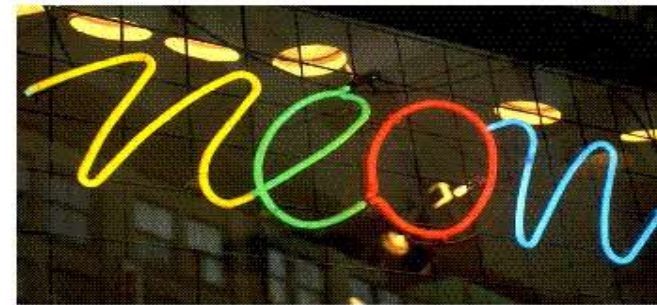
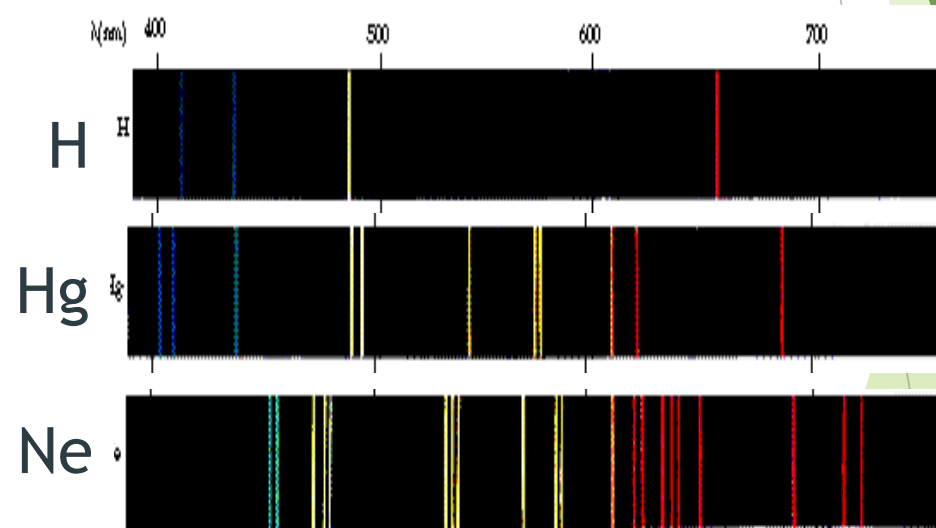
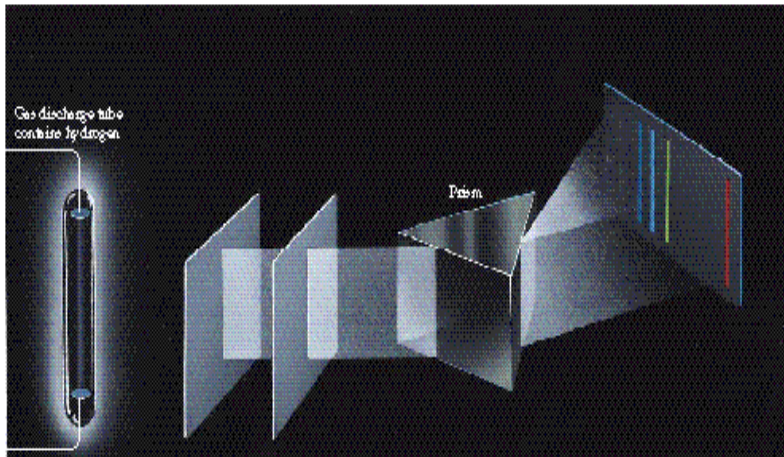
**Niels Bohr (1885-1962)**

(Nobel Prize, 1922)

- ▶ Kontribusi terbesar Bohr terhadap ilmu pengetahuan adalah mengembangkan pemodelan atom sederhana.
- ▶ Model atom Bohr digunakan sebagai dasar untuk memahami spektra garis dari suatu atom tereksitasi

# Spektra Garis Atom Tereksitasi

- ▶ Atom tereksitasi mengeluarkan cahaya dengan panjang gelombang tertentu
- ▶ Panjang gelombang cahaya yang dipancarkan tergantung pada unsurnya



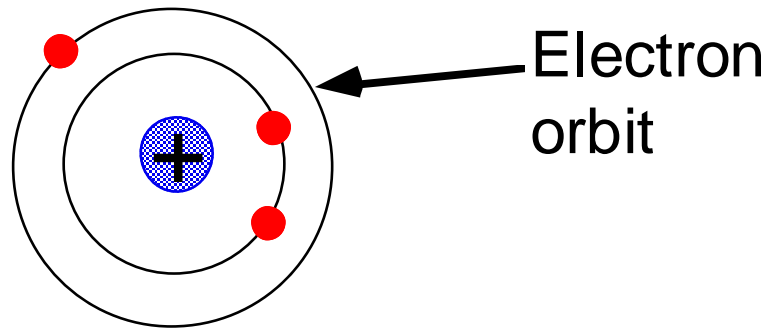
# How can bookshelves help you understand the movement of electrons?



- Each shelf represents an energy level
  - Each book represents an electron
  - You can move a book to a higher or lower shelf with the correct amount of energy.
  - A book cannot be between shelves
- (An electron can move by gaining or losing energy but can never be between energy levels)

# Spektrum atom dan Model Atom Bohr

Sebuah elektron mengitari inti pada suatu orbit



1. Orbitnya bisa dimana saja dengan energi berapa saja
2. Tetapi partikel bermuatan yang bergerak dalam suatu medan listrik pasti memancarkan energi

# SPEKTRUM ATOM

- ▶ Partikel subatom (elektron, proton, neutron) memiliki sifat partikel dan gelombang
- ▶ Keadaan elektron di sekitar inti atom diamati dengan mempelajari cahaya yang dipancarkan ketika suatu unsur/senyawa dipanaskan.
- ▶ Cahaya merupakan radiasi elektromagnet - perpotongan antara gelombang elektrik dan magnetik

Sifat :

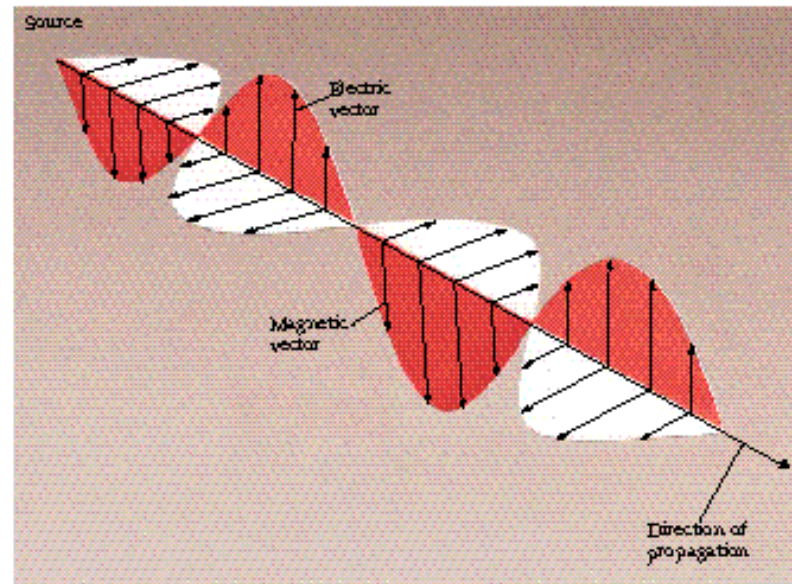
Panjang gelombang,  $\lambda$  (nm)

Frekuensi,  $\nu$  ( $s^{-1}$ , Hz)

Amplitudo, A

Konstanta kecepatan cahaya, c

$3.00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$



- ▶ Semua gelombang memiliki: frekuensi dan panjang gelombang
- ▶ simbol:  $\nu$  (Greek letter “nu”)  $\lambda$  (Greek “lambda”)
- ▶ satuan: “putaran per detik” = Hertz “jarak” (nm)

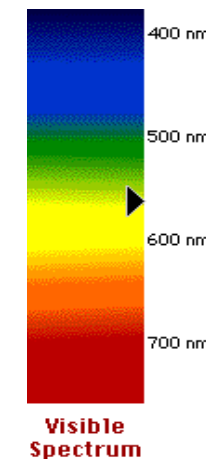
• semua radiasi:  $\lambda \cdot \nu = c$

dengan  $c =$  kecepatan cahaya  $= 3.00 \times 10^8$  m/sec

Cat: Panjang gelombang panjang  
 → frekuensi kecil  
 Panjang gelombang pendek  
 → frekuensi tinggi

Frekuensi  
meningkat

Panjang gelombang  
meningkat

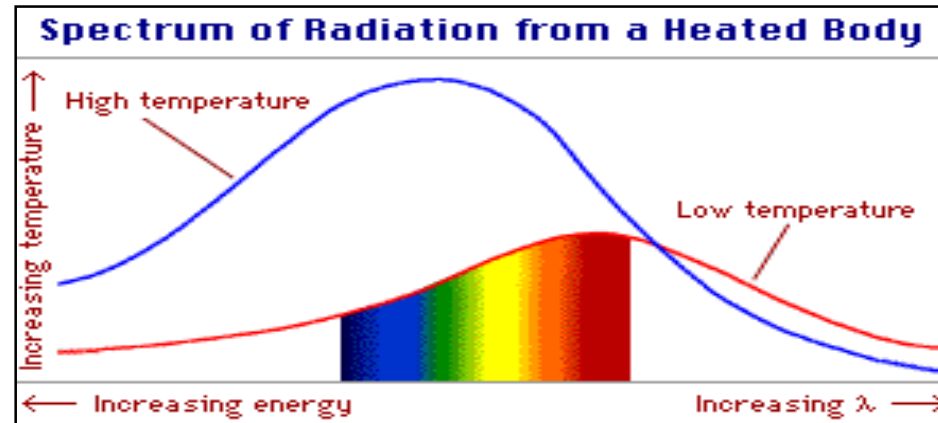




# Kuantisasi Energi



Max Planck (1858-1947)  
“ultraviolet catastrophe”



- ▶ Hipotesis Planck: Suatu obyek hanya dapat menerima atau melepaskan energi dengan menyerap atau memancarkan energi dalam KUANTA.

Energi radiasi proporsional terhadap frekuensi

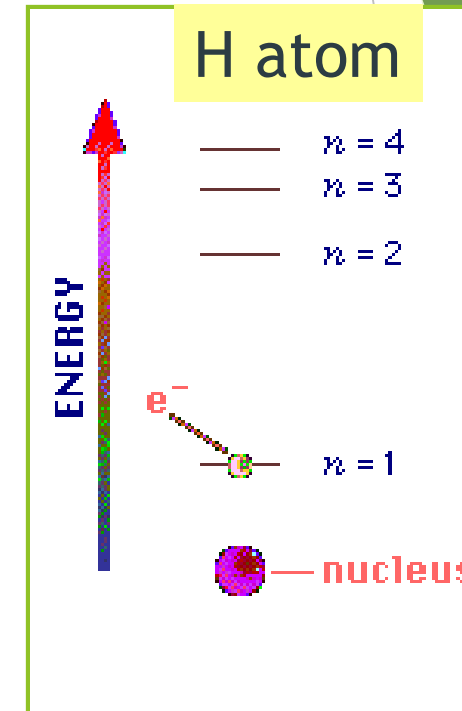
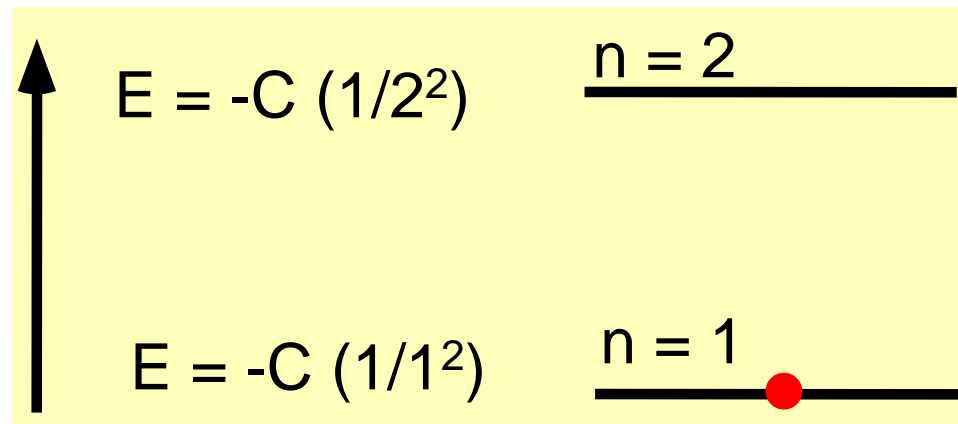
$$E = h \cdot \nu$$

dengan  $h$  = konstanta Planck =  $6.6262 \times 10^{-34}$  J•s

Cahaya dengan  $\lambda$  besar ( $\nu$  kecil) memiliki  $E$  kecil.

Cahaya dengan  $\lambda$  kecil ( $\nu$  besar) memiliki  $E$  besar.

Jika elektron pada keadaan energi terkuantisasi, maka  $\Delta E$  hanya memiliki nilai tertentu. Hal ini menjelaskan spektrum garis.



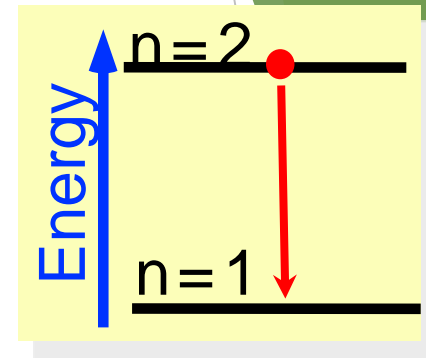
Hitung  $\Delta E$  untuk e- pada atom H yang berpindah dari  $n = 2$  ke  $n = 1$  (energi tinggi ke energi rendah) .

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} = -C[(1/1^2) - (1/2)^2] = -(3/4)C$$

- $\Delta E (-) \rightarrow$  emisi,  $\Delta E (+) \rightarrow$  absorpsi

C diperoleh dari eksperimen yang dilakukan Rydberg, sehingga dikenal sebagai konstanta **Rydberg**, R.  $R = 1312 \text{ kJ/mol}$  atau  $3.29 \times 10^{15} \text{ Hz}$

sehingga, E cahaya yang diemisikan =  $(3/4)R = 2.47 \times 10^{15} \text{ Hz}$   
dan  $\lambda = c/\nu = 121.6 \text{ nm}$  (daerah ultraviolet)



## Hubungan antara panjang gelombang, frekuensi dan bilangan gelombang (Balmer)

$$\nu = 8,2202 \times 10^{14} \left(1 - \frac{4}{n^2}\right) \text{Hertz} \quad (\text{dengan } n = 3,4,5, \dots)$$

karena  $1/\lambda = \omega$  dan  $\nu = c/\lambda$  maka:

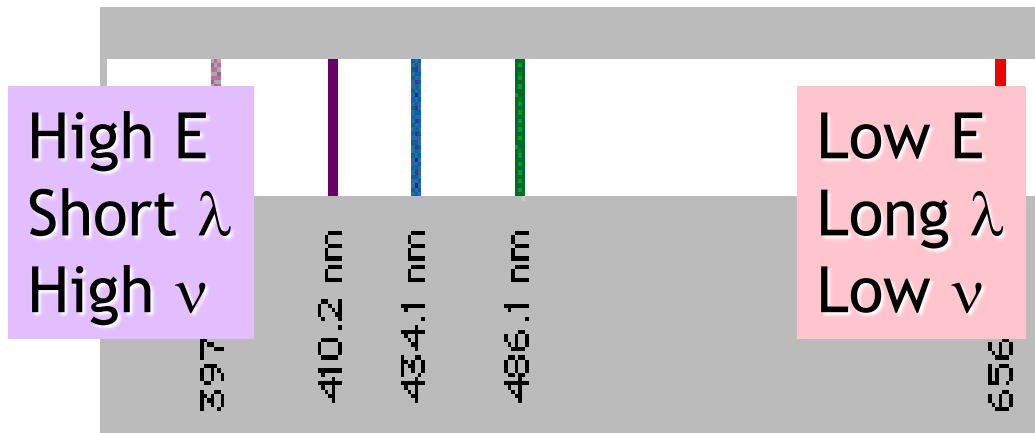
$$\omega = \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) = 109679 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \text{cm}^{-1} \quad (\text{dengan } n = 3,4,5, \dots)$$

Ketika diterapkan pada semua deret:

$$\omega = \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)$$

$$E_n = -\frac{me^2}{8\varepsilon_0 n^2 h^2} = -\frac{1312}{n^2} \quad (\text{dengan } n = 1,2,3, \dots)$$

# Atomic Line Spectrum of Excited H Atoms



Hydrogen atom spectra

Visible lines in H atom spectrum are called the **BALMER** series.



$$E_n = \frac{-1312}{n^2}$$

# Teori Atom Bohr



- ▶ Elektron dalam atom hidrogen bergerak mengelilingi inti pada orbit dengan jarak tertentu dan tingkatan energi tertentu pula.
- ▶ Selama elektron mengelilingi inti maka elektron tidak akan kehilangan energi. Elektron hanya kehilangan atau mendapatkan energi pada saat dia berpindah dari satu orbit ke orbit yang lain, energi akan diabsorpsi atau diemisikan dalam bentuk radiasi elektromagnetik dengan frekuensi tertentu.
- ▶ Untuk menjelaskan model atomnya ini Bohr menggunakan atom hidrogen sebagai model (radius setiap orbit, tingkatan energinya, dan spektrum garis)

## KELEBIHAN:

- ▶ Elektron tidak mengorbit mengelilingi inti melalui sembarang lintasan, tp hanya melalui lintasan tertentu dengan momentum sudut tertentu tanpa melepaskan energi (= Lintasan Stasioner )
- ▶ Elektron dapat berpindah hanya dengan melepaskan dan menyerap energi sebesar  $hf$  (energi foton)

## KELEMAHAN:

- ▶ Lintasan elektron yg sebenarnya, masih mempunyai sub kulit orbital bukan hanya berupa lingkaran
- ▶ Model atom Bohr hanya dapat menerangkan model atom hidrogen, belum dapat menerangkan model atom berelektron banyak
- ▶ Teori Bohr tidak dapat menerangkan kejadian-kejadian dalam kimia dengan baik, termasuk pengaruh medan magnetik terhadap atom

# MEKANIKA KUANTUM ATAU GELOMBANG



**L. de Broglie  
(1892-1987)**

- ▶ Cahaya memiliki sifat sebagai partikel dan gelombang
- ▶ de Broglie (1924) menyatakan bahwa semua obyek yang bergerak memiliki sifat gelombang s.



De Broglie menghitung bahwa setiap partikel mempunyai panjang gelombang yang sama dengan konstanta planck ( $h$ ) yang dibagi dengan momentum partikel ( $p$ ).

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m \cdot v}$$

$\lambda$  = wavelength of particle (m)  
 $h$  = Planck's constant =  $6,63 \times 10^{-34}$  Js  
 $m$  = mass of particle (Kg)  
 $v$  = speed of particle (m/s)

SOAL:

1. Tentukan panjang gelombang electron yang bergerak dengan kecepatan  $6 \times 10^7$  m/s dengan massa elektron  $9,11 \times 10^{-31}$  Kg, Tentukan pula radiasi dengan panjang gelombang tersebut ada di daerah ....
2. Tentukan panjang gelombang bola tenis yang bergerak dengan kecepatan 200 Km/detik dan masa bola 20 gram, tentukan pula apakah termasuk spektrum elektromagnet gerak bola terserbut.

# Perbedaan Materi dan Gelombang

- Gelombang jika melalui batas fasa (udara - air) akan mengalami refraksi sedangkan materi tidak
- Gelombang ketika melalui slit (lubang kecil) akan mengalami difraksi atau melengkung disekitar slit sedangkan materi tidak mengalami difraksi
- Difraksi gelombang pada dua slit menghasilkan interferensi menguatkan dan saling meniadakan

# Dualitas Gelombang-Partikel: Materi dan Energi

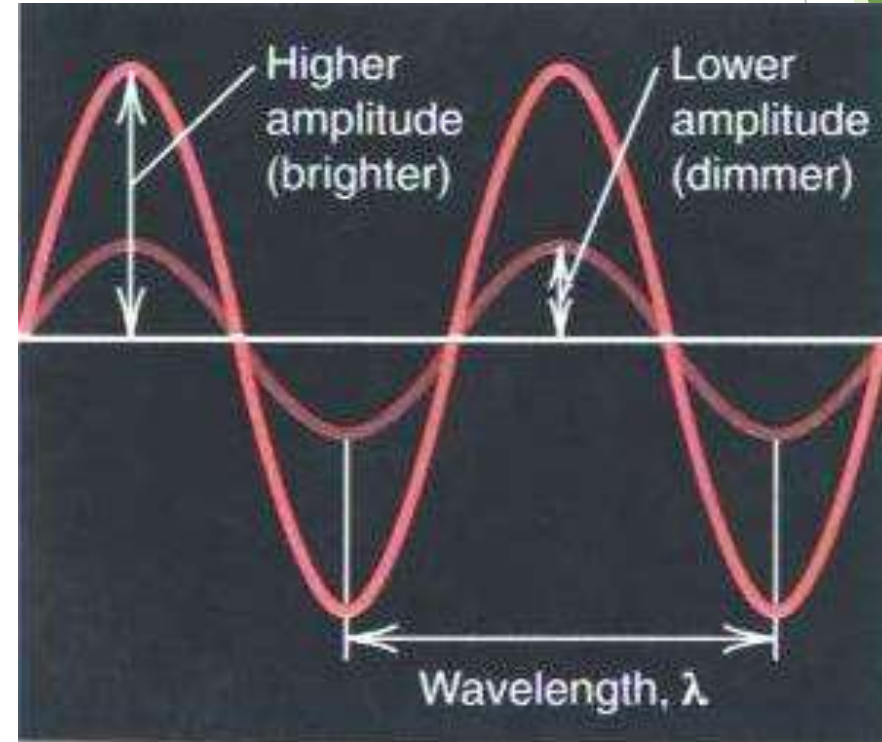
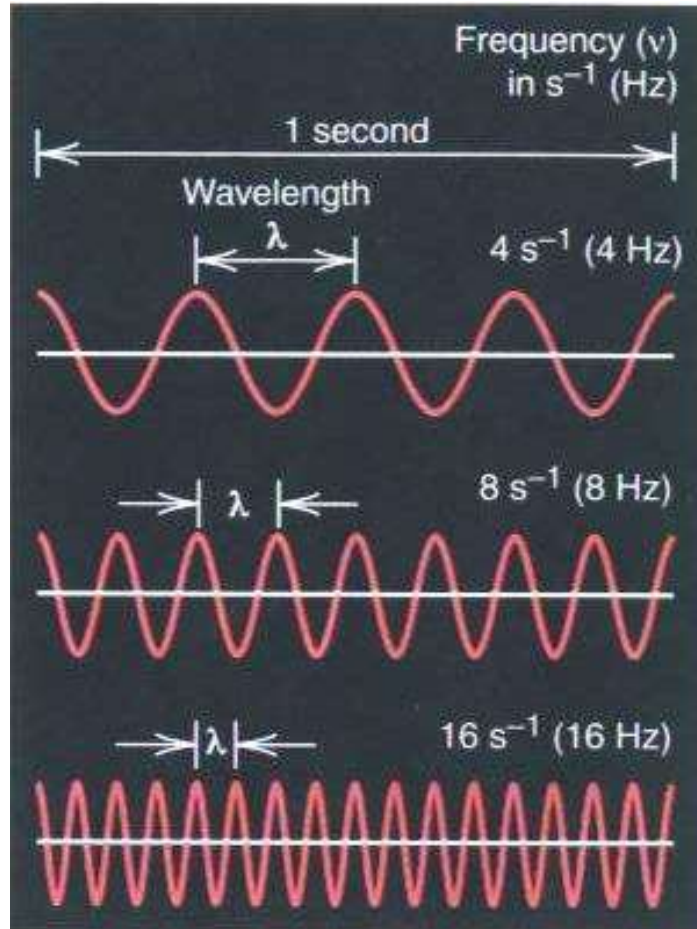
- Kesimpulan dari 3 fenomena yang telah dibahas adalah materi dan energi adalah dua entitas yang saling berganti satu sama lain
- Energi memiliki sifat partikel dan materi memiliki sifat gelombang

# Panjang Gelombang de Broglie

- Jika energi memiliki sifat partikel maka materi juga memiliki sifat gelombang
- Jika elektron memiliki gerak mirip gelombang dan orbitnya dibatasi pada jari-jari tertentu maka ini merujuk pada frekuensi dan energi tertentu pula

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

# Sifat Gelombang Cahaya



$$c = \nu \times \lambda$$

## 2. Prinsip Ketidakpastian Heisenberg

Pada tahun 1927, **WERNER HEISENBERG** mengemukakan bahwa posisi atau lokasi suatu elektron dalam atom tidak dapat ditentukan dengan pasti. Heisenberg berusaha menentukan sifat-sifat subatomik dan variabel yang digunakan untuk menentukan sifat atom. Sifat ini adalah kedudukan partikel ( $x$ ) dan momentum ( $p$ ).

$$\Delta x \Delta p = \frac{h}{2\pi}$$

*Kemungkinan (kebolehjadian) menemukan elektron pada suatu titik pada jarak tertentu dari intinya disebut sebagai **Prinsip Ketidakpastian Heisenberg**. Artinya gerakan lintasan elektron beserta kedudukannya tidak dapat diketahui dengan tepat.*

### 3. Persamaan Gelombang Schrodinger's

Hipotesis Louis de Broglie dan azas ketidakpastian dari Heisenberg merupakan dasar dari model Mekanika Kuantum (Gelombang) yang dikemukakan oleh **ERWIN SCHRODINGER** pada tahun 1927, yang mengajukan konsep orbital untuk menyatakan kedudukan elektron dalam atom. Orbital menyatakan suatu daerah dimana elektron paling mungkin (peluang terbesar) untuk ditemukan.

Schrodinger sependapat dengan Heisenberg bahwa kedudukan elektron dalam atom tidak dapat ditentukan secara pasti, namun yang dapat ditentukan adalah kebolehjadian menemukan elektron pada suatu titik pada jarak tertentu dari intinya. Ruang yang memiliki kebolehjadian terbesar ditemukannya elektron disebut **Orbital**.

Model atom Schrodinger terbukti lebih tepat dan berdasarkan model ini, para ahli fisika tidak lagi mencoba untuk menemukan lintasan elektron dan posisinya dalam sebuah atom, akan tetapi mereka menggunakan persamaan yang menggambarkan gelombang electron tersebut untuk menemukan daerah dimana elektron paling mungkin ditemukan.

Persamaan gelombang Schrodinger untuk atom Hidrogen:

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial X^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial Z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} \cdot (E - V)\psi = 0$$

V = Energi potensial partikel (elektron)

E = Energi total partikel

m = massa partikel

$\psi$  = fungsi gelombang

Dalam mekanika kuantum, model orbital atom digambarkan menyerupai “awan”. Beberapa orbital bergabung membentuk kelompok yang disebut **Subkulit**.

Persamaan gelombang ( $\Psi$ = psi) dari Erwin Schrodinger menghasilkan tiga bilangan gelombang (bilangan kuantum) untuk menyatakan kedudukan (tingkat energi, bentuk, serta orientasi) suatu orbital, yaitu: bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimut (l) dan bilangan kuantum magnetik (m)

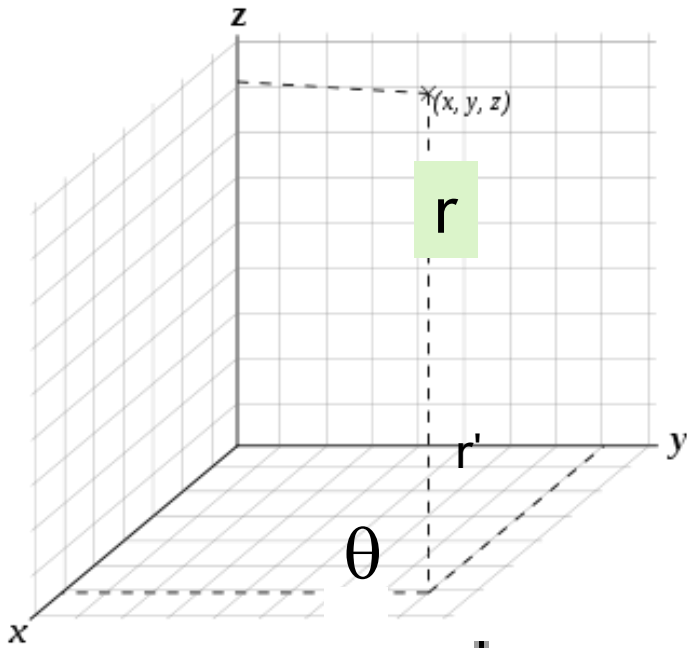


# Perbedaan Teori Atom Bohr dan Mekanika Gelombang

- Teori Bohr: Elektron sebagai partikel mengorbit dalam bentuk lingkaran, sedang teori mekanika gelombang: elektron sebagai gelombang mengorbit dengan bentuk sesuai persamaan gelombang
- Menurut Bohr, momentum sudut elektron dalam orbit bersifat kuantum ( $mvr = nh/2\pi$ ), Schrodinger mengidentifikasi frekuensi elektron dengan energi  $E = hv$

# Penyelesaian persamaan gelombang

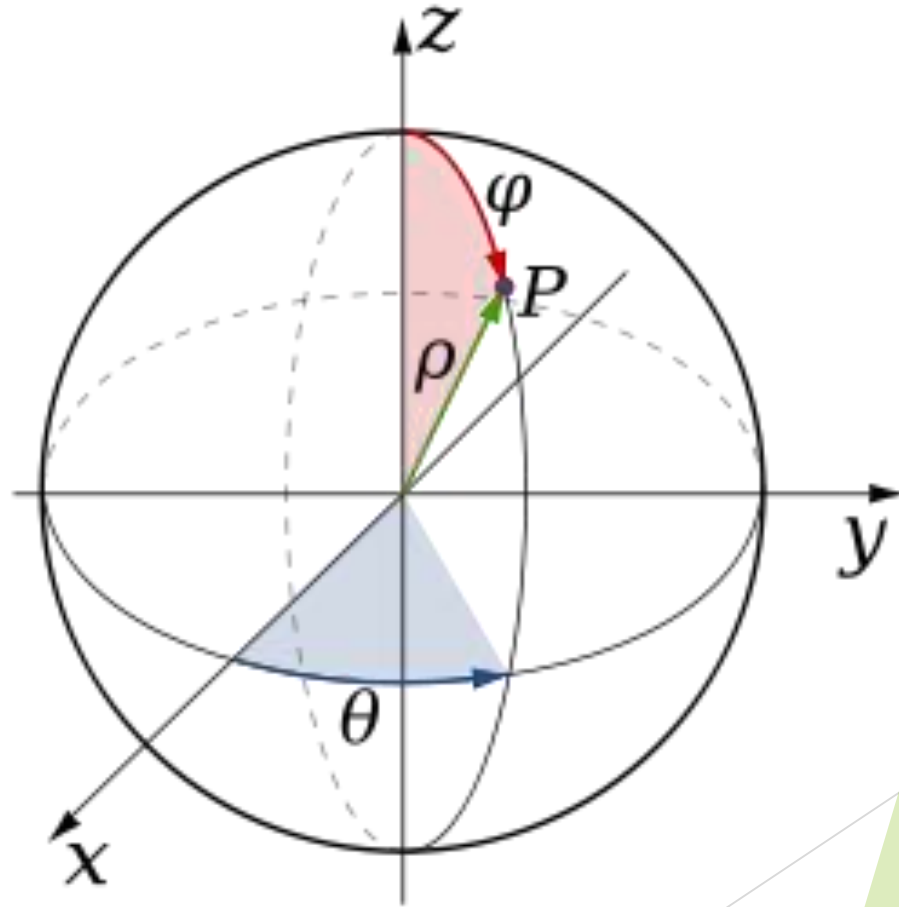
$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial X^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial Z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} \cdot (E - V)\psi = 0$$



$$x = \rho \sin \varphi \cos \theta$$

$$y = \rho \sin \varphi \sin \theta$$

$$z = \rho \cos \varphi.$$



$$r^2 = x^2 + y^2 + z^2$$

$$\Psi(r, \theta, \phi) = R(r) \cdot \Theta(\theta) \cdot \Phi(\phi)$$

$$\Psi_{n,l,m}(r, \theta, \phi) = R_{n,l}(r) \cdot \Theta_{l,m}(\theta) \cdot \Phi_m(\phi)$$

- Fungsi gelombang R (radial) yang bergantung pada variable r yaitu jarak titik P terhadap inti atom sebagai titik pusat, nilainya ditentukan oleh n dan l
- Fungsi gelombang sudut  $\Theta$  yang bergantung pada variable sudut  $\theta$ , harganya ditentukan oleh l dan m
- Fungsi gelombang sudut  $\Phi$  yang bergantung pada variable sudut  $\phi$ , harganya ditentukan oleh m

# Bilangan Orbital Kuantum

Suatu orbital atom dijelaskan dengan 3 bilangan kuantum:

▶  $n$   $l$   $m_l$

Elektron disusun dalam orbital kulit dan subkulit.

$n$  → kulit

$l$  → subkulit

$m_l$  → designates an orbital within a subshell

## Quantum Numbers

Symbol	Values	Description
--------	--------	-------------

n (utama)	1, 2, 3, ..	Ukuran dan energi orbital = $-R(1/n^2)$
-----------	-------------	---

l (angular)	0, 1, 2, .. n-1	Bentuk dan tipe orbital
-------------	-----------------	-------------------------

$m_l$ (magnetik)	-1..0..+1	Orientasi orbital
------------------	-----------	-------------------

# Kulit dan Subkulit

Untuk  $n = 1$ ,  $l = 0$  dan  $m_l = 0$

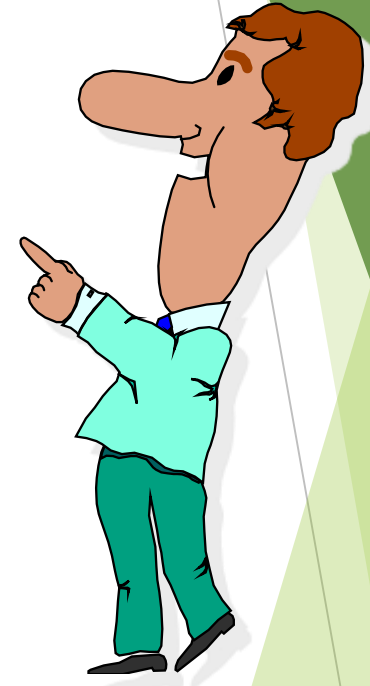
Hanya ada satu subkulit dengan orbital tunggal

( $m_l$  nilai tunggal---> 1 orbital)

Subkulit ini dinamakan **s** dan  
disebsebagai orbital **1s**

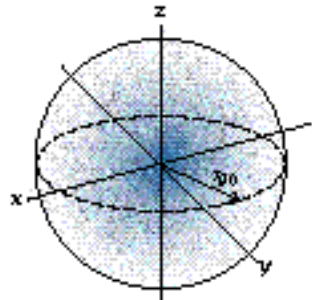
Setiap kulit memiliki 1 orbital s

Bentuknya sferis

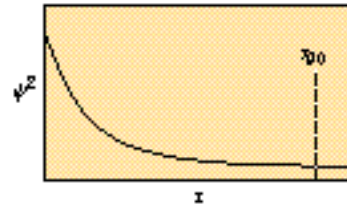


# Orbital s

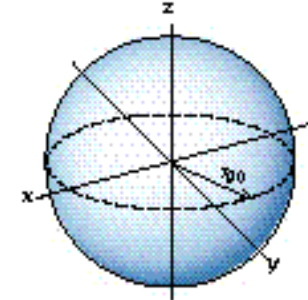
## Semua orbital s bentuknya sferis



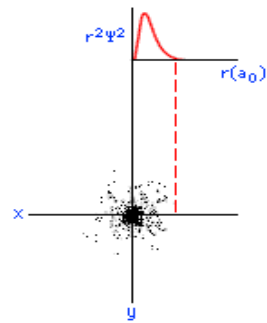
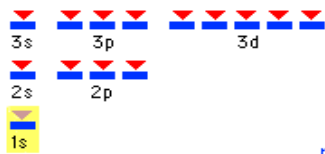
(a) Dot pattern of an electron with a 1s atomic orbital. Each dot represents the position of the electron at a different instant in time.



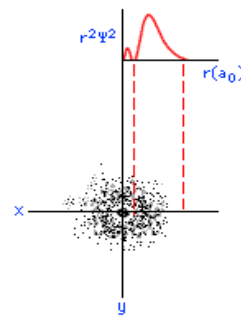
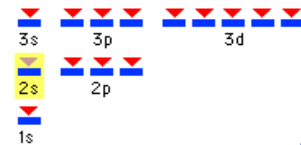
(b) A plot of the probability density as a function of distance for a one-electron atom with a 1s electron.



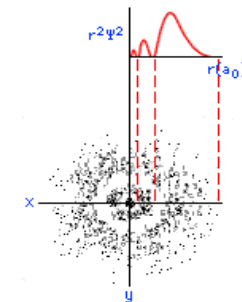
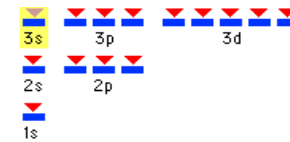
(c) The surface of the sphere within which the electron is found 90% of the time for a 1s orbital.



Dot Picture



Dot Picture



Dot Picture

# Orbital p

Untuk  $n = 2$ ,  $l = 0$  dan  $1$

Ada 2 tipe orbital – 2 subkulit

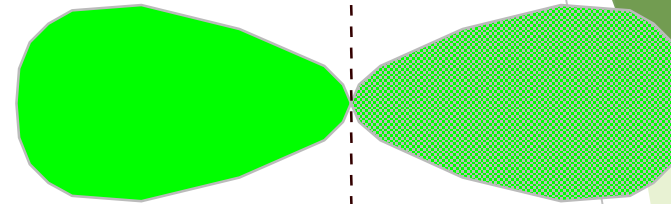
Untuk  $l = 0$   $m_l = 0$

→ orbital s

Untuk  $l = 1$   $m_l = -1, 0, +1$

→ orbital p dengan jumlah orbital 3

Typical p orbital

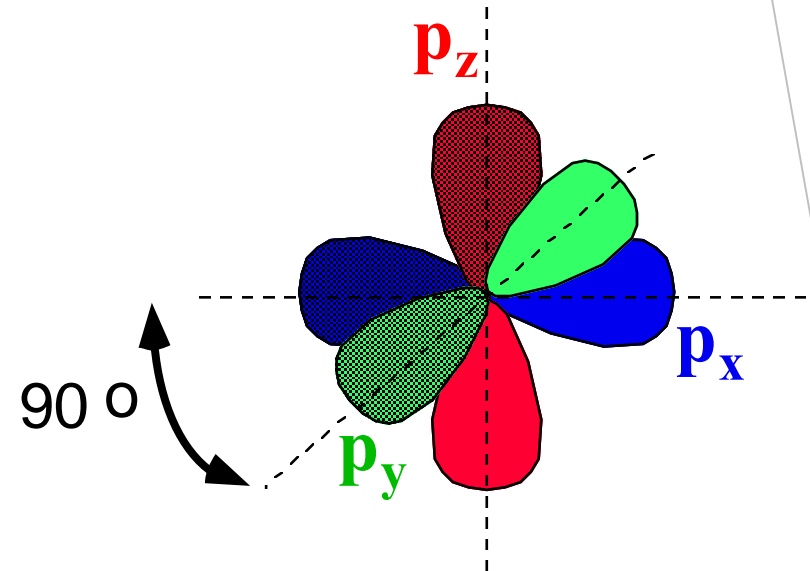
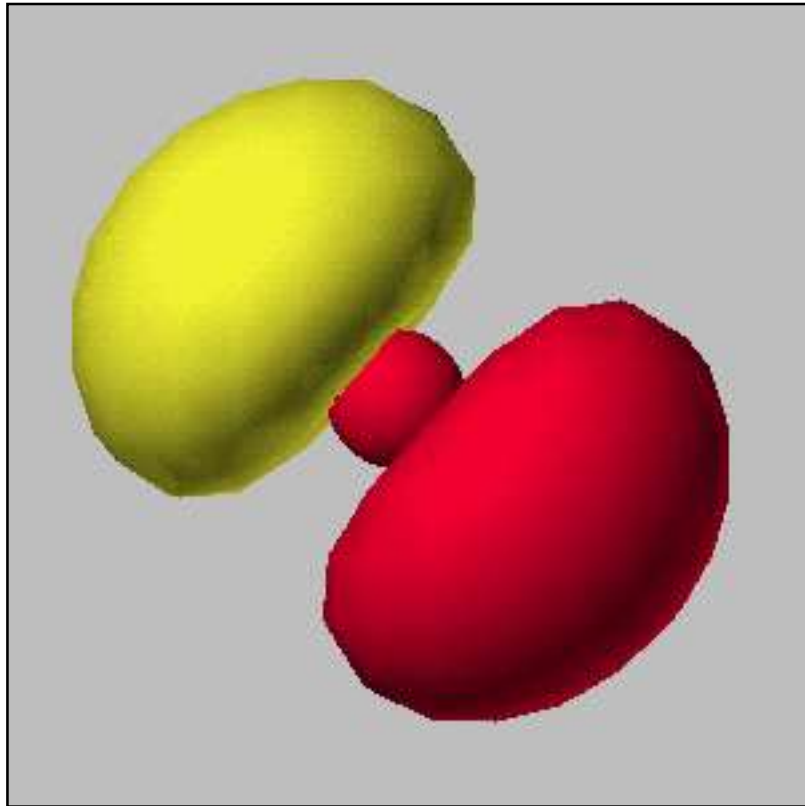


planar node

When  $l = 1$ , there is a **PLANAR NODE** through the nucleus.



# orbital p



The three p orbitals lie  $90^\circ$  apart in space

$l =$

$p_x$

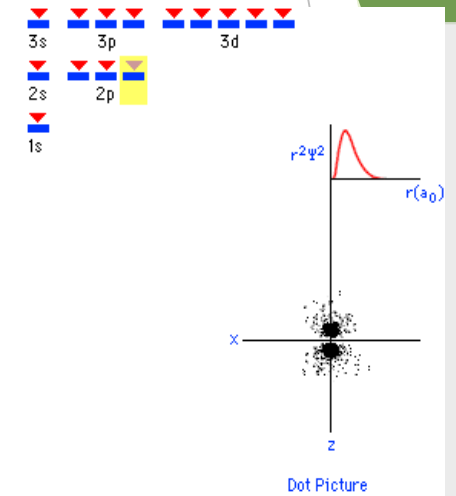
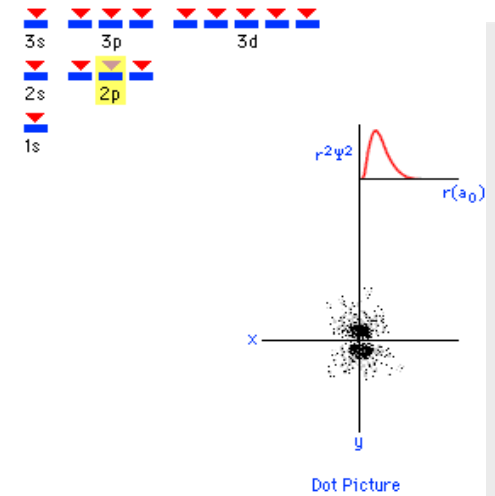
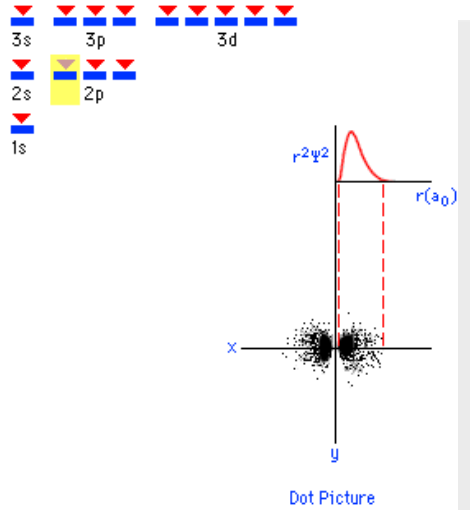
$p_y$

$p_z$

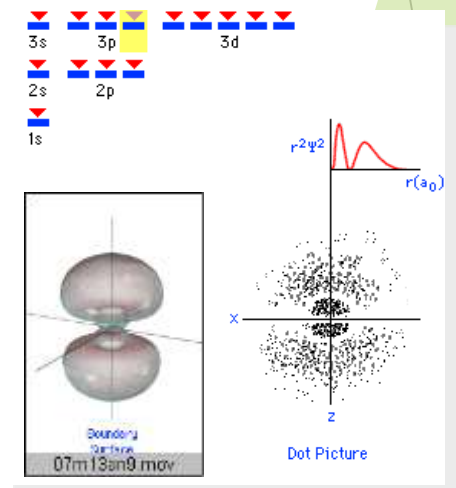
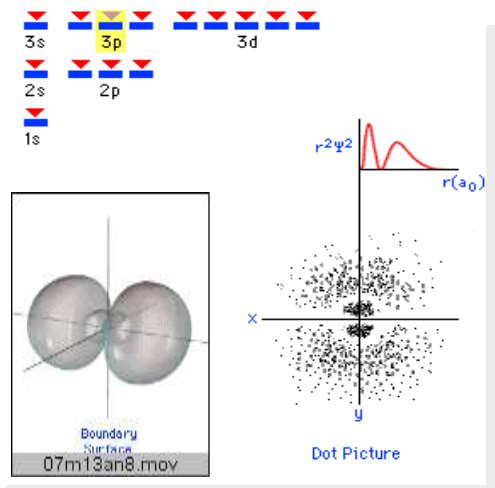
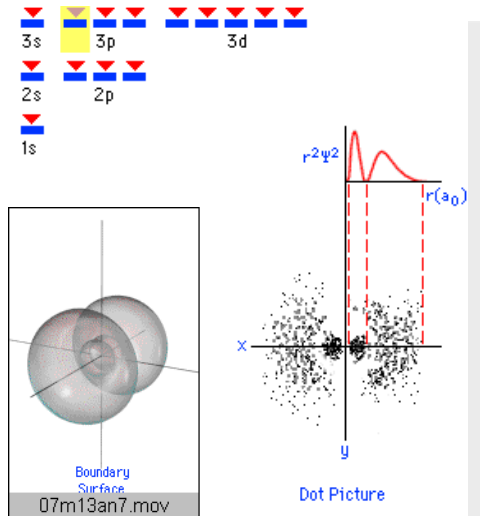
p-orbitals(3)

$n =$

2



3



# Orbital d

For  $n = 3$ , what are the values of  $l$ ?

$$l = 0, 1, 2$$

and so there are 3 subshells in the shell.

For  $l = 0$ ,  $m_l = 0$

→ s subshell with single orbital

For  $l = 1$ ,  $m_l = -1, 0, +1$

→ p subshell with 3 orbitals

For  $l = 2$ ,  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$

→ d subshell with 5 orbitals

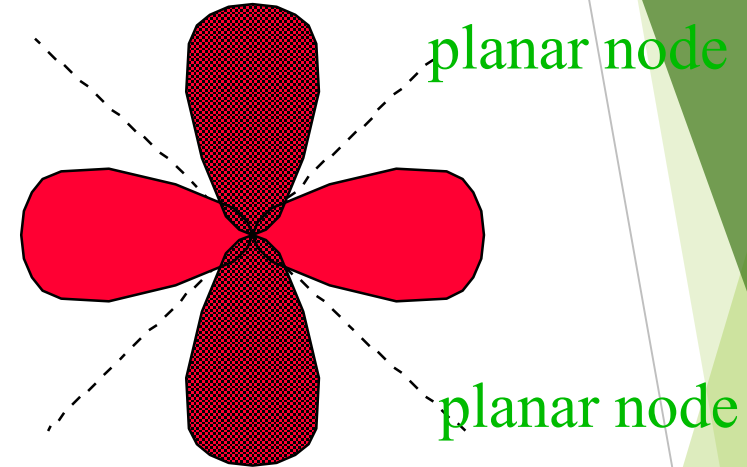
# d Orbitals

s orbitals have no planar node ( $l = 0$ ) and so are spherical.

p orbitals have  $l = 1$ , and have 1 planar node, and so are “dumbbell” shaped.

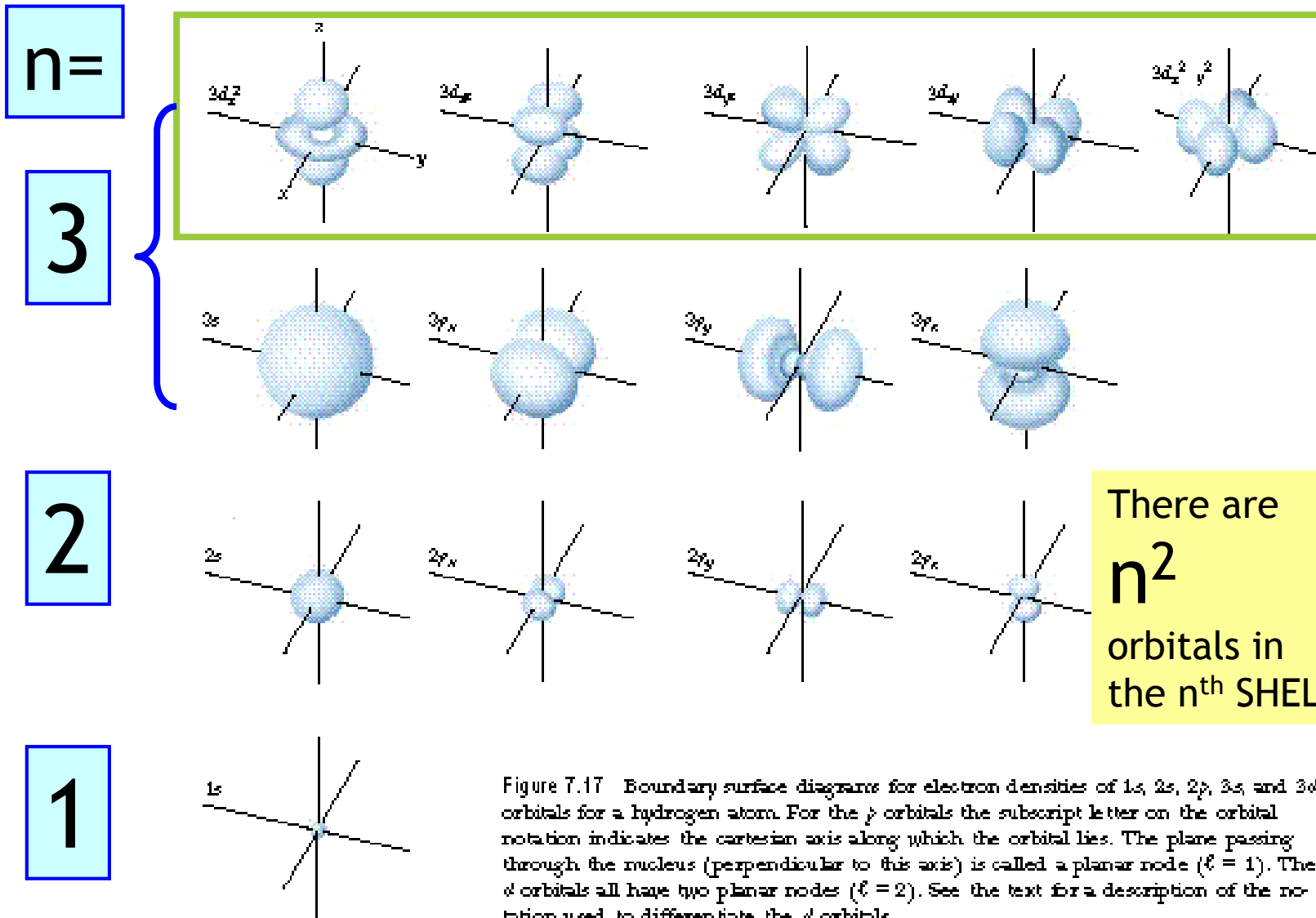
d orbitals (with  $l = 2$ ) have 2 planar nodes

typical d orbital



**IN GENERAL**  
the number of **NODES**  
= value of angular  
quantum number ( $l$ )

# Boundary surfaces for all orbitals of the $n = 1$ , $n = 2$ and $n = 3$ shells



3d

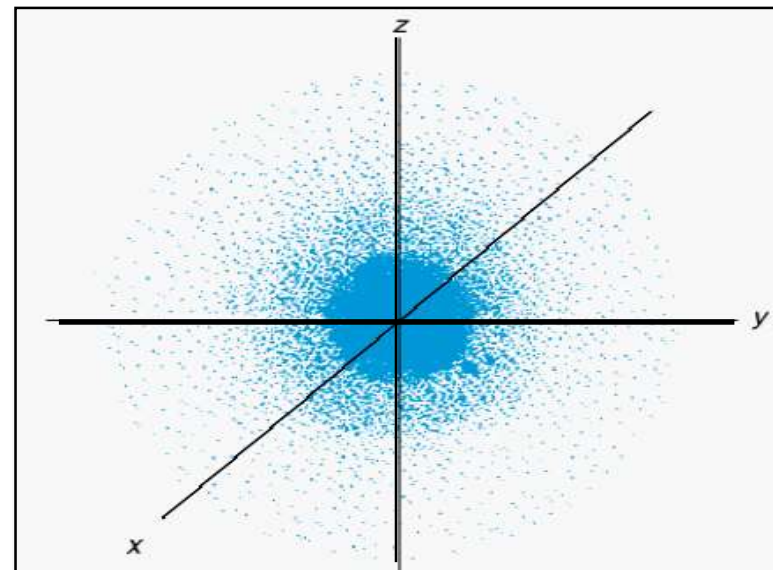
There are  $n^2$  orbitals in the  $n^{\text{th}}$  SHELL

Figure 7.17 Boundary surface diagrams for electron densities of  $1s$ ,  $2s$ ,  $2p$ ,  $3s$ , and  $3d$  orbitals for a hydrogen atom. For the  $p$  orbitals the subscript letter on the orbital notation indicates the cartesian axis along which the orbital lies. The plane passing through the nucleus (perpendicular to this axis) is called a planar node ( $\ell = 1$ ). The  $d$  orbitals all have two planar nodes ( $\ell = 2$ ). See the text for a description of the notation used to differentiate the  $d$  orbitals.

# Atom Hidrogen

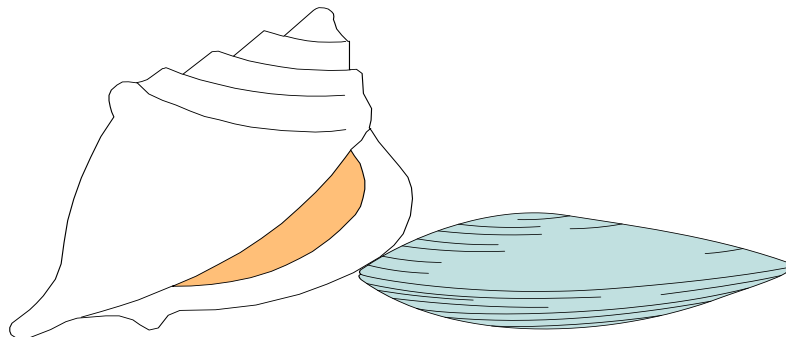
- ▶ Persamaan Schrödinger menghasilkan seperangkat fungsi keadaan yang bergantung pada tiga bilangan kuantum  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ .
- $\Psi_{n,l,m_l}^2$  menunjukkan probabilitas lokasi elektron. Fungsi ini ditunjukkan sebagai orbital-orbital.

$$\Psi_{1,0,0}^2(x,y,z)$$



# Kulit Elektron

- Suatu kulit elektron adalah sekelompok orbital dengan tingkat energi sama ( $n$  sama).
- Suatu subkulit mengandung orbital-orbital dengan bentuk dan energi sama ( $n$  dan  $l$  sama).



## Kulit dan subkulit

n	l	m	orbital	energi
1	0	0	1s	$-R_H$
2	0	0	2s	$-R_H/4$
2	1	-1,0,1	2p	$-R_H/4$
3	0	0	3s	$-R_H/9$
3	1	-1,0,1	3p	$-R_H/9$
3	2	-2,-1,0,1,2	3d	$-R_H/9$

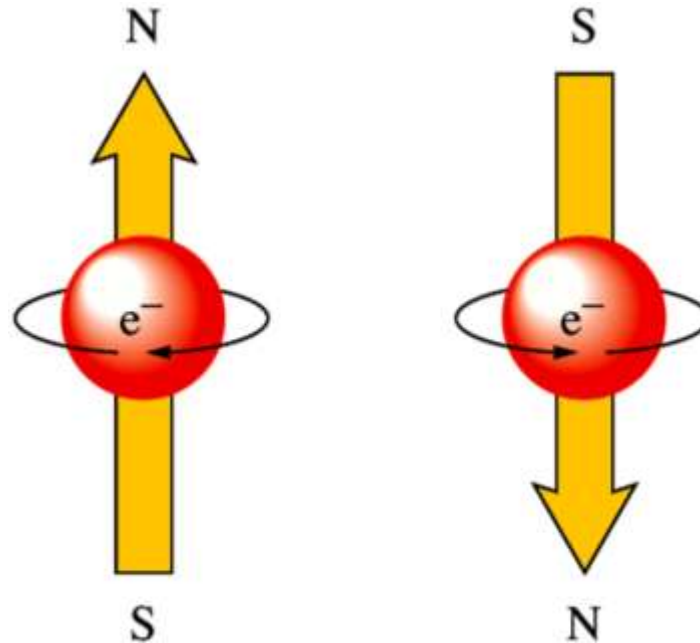


# Spin Elektron

- Tahun 1928, ditemukan bahwa elektron memiliki momentum sudut intrinsik, atau spin.
- Dalam medan magnet, rotasi sumbu hanya memiliki 2 kemungkinan orientasi.

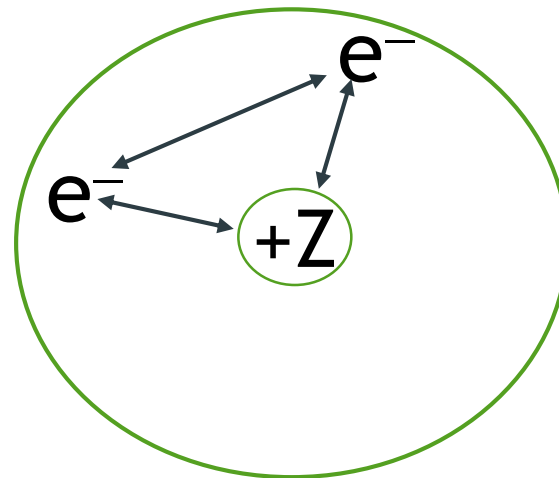
Bilangan  
Kuantum spin

$$m_s = + \frac{1}{2} \text{ dan } -\frac{1}{2}$$



# Atom Helium

Ditinjau atom dua-elektron dengan muatan inti  $Z$ .



He:  $Z = 2$

Dengan mengabaikan tolakan antar elektron, tiap elektron memiliki energi seperti orbital hidrogen :

$$E_n = -R_H \frac{Z^2}{n^2}$$

## Muatan Inti Efektif

- Karena muatan positif inti biasanya sedikit banyak dilawan oleh muatan negatif elektron dalam (dibawah elektron valensi), muatan inti yang dirasakan oleh elektron valensi suatu atom dengan nomor atom  $Z$  akan lebih kecil dari muatan inti,  $Z_e$ . Penurunan ini diungkapkan dengan **konstanta perisai  $s$** , dan muatan inti netto disebut dengan **muatan inti efektif**.

$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$

# Penentuan Muatan Inti Efektif

- Elektron dikelompokkan menurut urutan (1s); (2s, 2p); (3s,3p); (3d); (4s,4p); (4d); (4f) dst
- Elektron dalam kelompok yang sama memberikan faktor perisai sebesar 0,35 kecuali elektron 1s hanya 0,30
- Elektron-elektron d dan f mengalami efek perisai sebesar 1,00 dari elektron yang ada di bawahnya
- Elektron n dan p mengalami perisai sebesar 0,85 dari setiap elektron kelompok di bawahnya dan sebesar 1,00 dari elektron yang terletak lebih lanjut di bawahnya

Contoh: Atom ber-elektron 1 (1H)

- $N_0 = 0$  (tidak ada elektron valensi lain di kulit yang sama)
- $N_1 = 0$  (tidak ada kulit lebih dalam)
- $N_2 = 0$  (tidak ada kulit lebih dalam lagi)

Sehingga

$$s = (1,00 \times 0) + (0,85 \times 0) + (0,35 \times 0)$$

$$Z_{\text{eff}} = Z^* = Z - s$$

$$= 1 - 0$$

$$= 1$$

Jadi muatan efektif inti yang diterima e pada atom hidrogen = muatan inti = 1

► Atom helium (2He)

- $N_0 = 1$

- $N_1 = 0$

- $N_2 = 0$

-Maka  $s = (0,35 \times 1) = 0,35$

-Sehingga

- muatan efektif inti yang dialami oleh e-valensi pada atom He adalah  $2 - 0,35 = 1,65$
- e-memberikan efek perisai sebesar 0,35
- e-mengurangi muatan inti yang diterima e-valensi sebesar 0,35

- ▶ 24Cr: [18Ar] 3d<sup>5</sup>4s<sup>1</sup>
- ▶ 42Mo: [36Kr] 4d<sup>5</sup>5s<sup>1</sup>
- ▶ 74W: [54Xe] 4f<sup>14</sup>5d<sup>4</sup>6s<sup>2</sup>

Untuk Cr

$$-S = (0 \times 0,35) + (13 \times 0,85) + (10 \times 1,0) \\ = 0 + 11,05 + 10 = 21,05$$

$$-S^* = 24 - 21,05 = 2,95$$

► Untuk Mo

$$-S = (0 \times 0,35) + (1 \times 41) = 41$$

$$-S^* = 42 - 41 = 1$$

• Untuk W

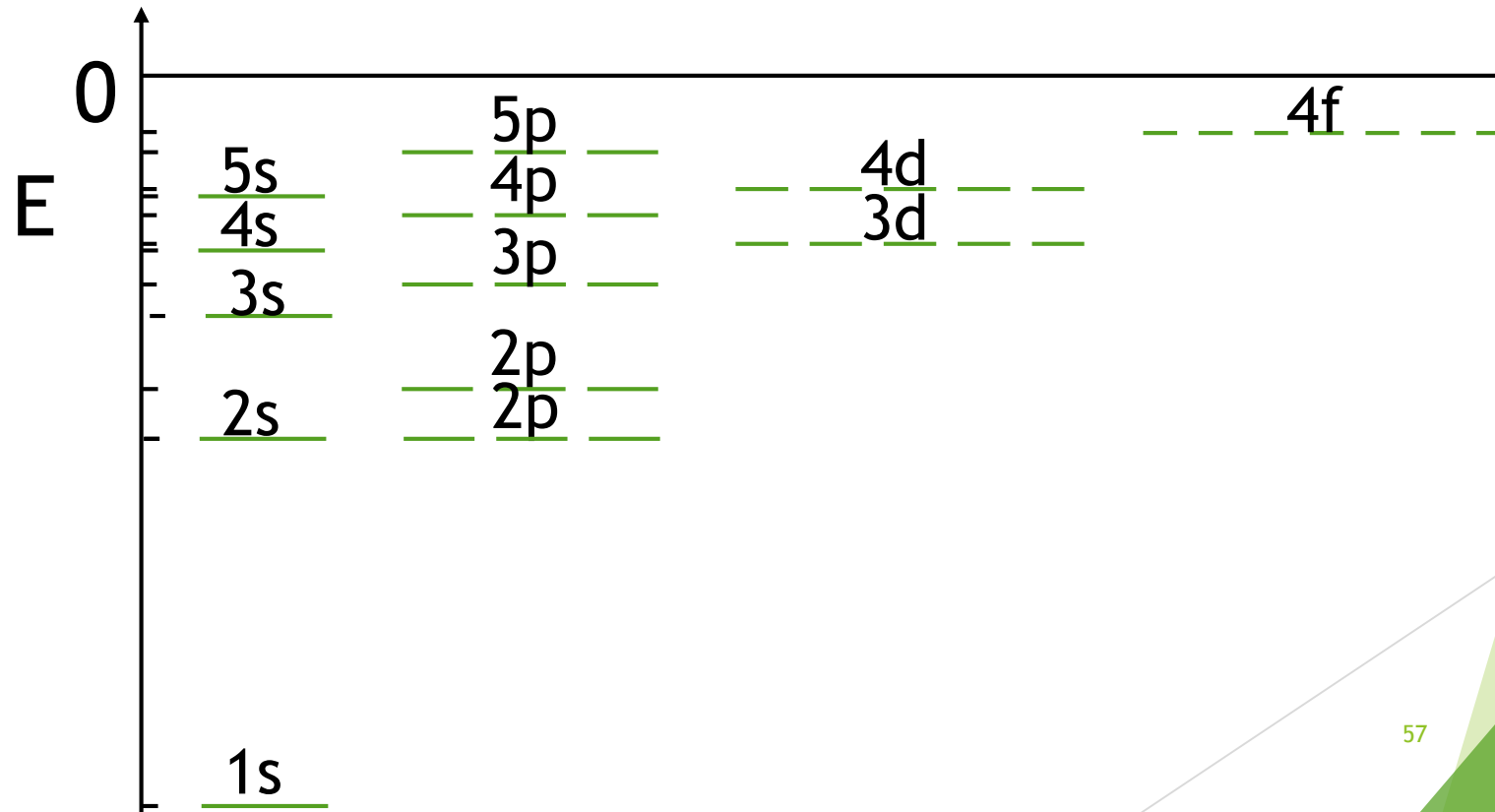
$$-S = (1 \times 0,35) + (1 \times 72) = 72,35$$

$$-S^* = 74 - 72,35 = 1,65$$



# Energi Elektron

Karena terlindung, subkulit yang berbeda memiliki energi yang berbeda, bertambah sesuai aturan:  $s < p < d < f$



## Penempatan elektron: Prinsip Aufbau

- Untuk setiap atom netral, jumlah elektron sama dengan nomor atomnya
- Prinsip Aufbau : untuk menyusun atom dan menggambarkan konfigurasi elektronnya
- Pengisian dimulai dari orbital dengan tingkat energi terendah ke tertinggi

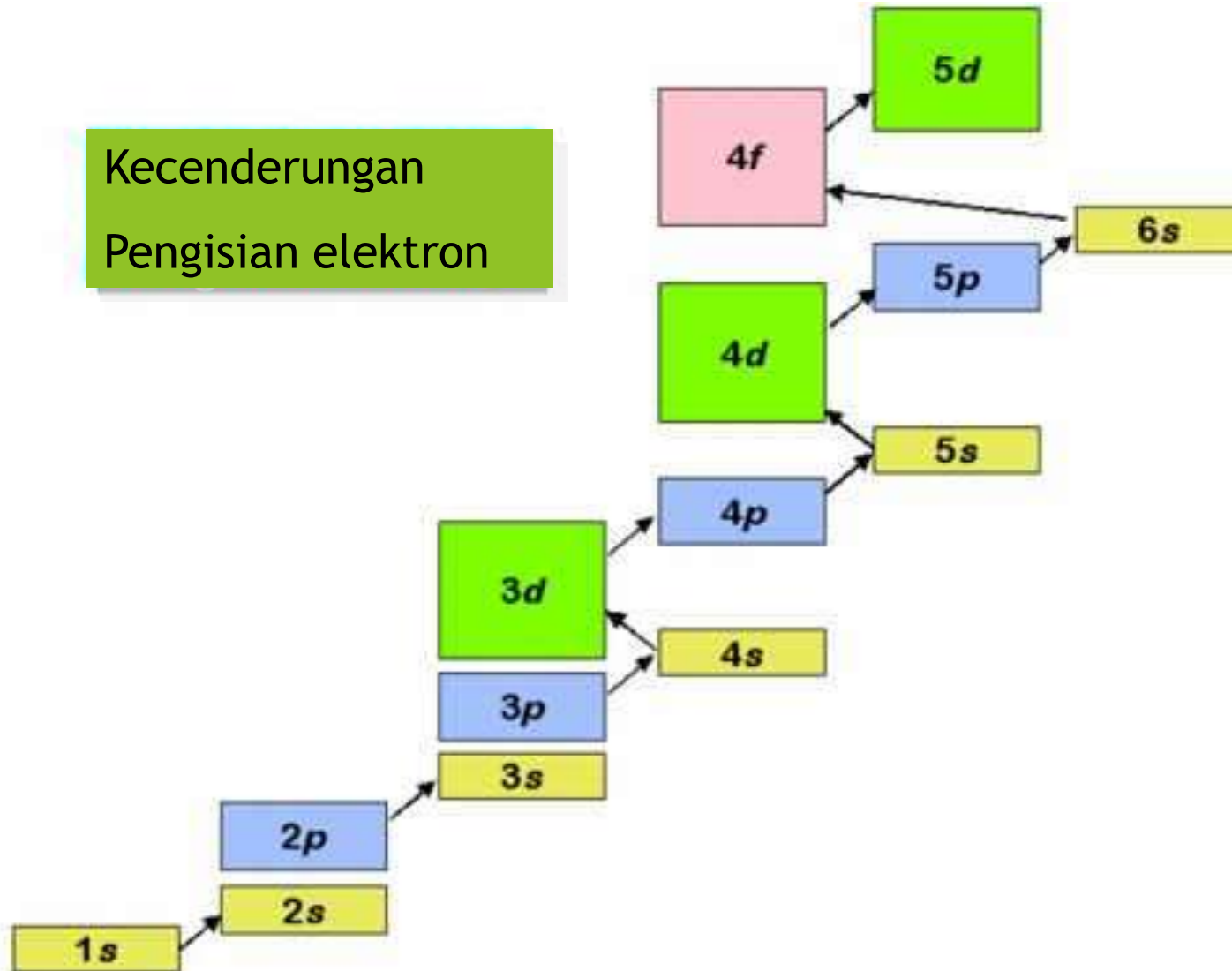


- Konfigurasi elektron hanya memperlihatkan jumlah elektron yang menempati tiap subkulit

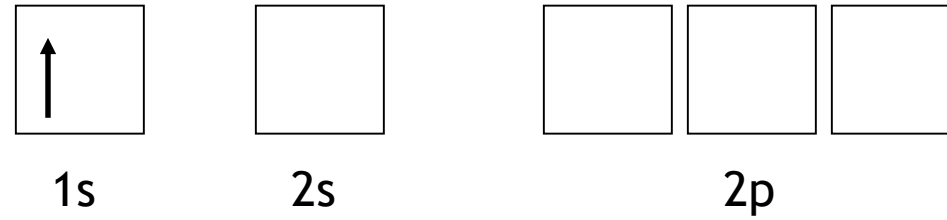


# Urutan Pengisian Elektron

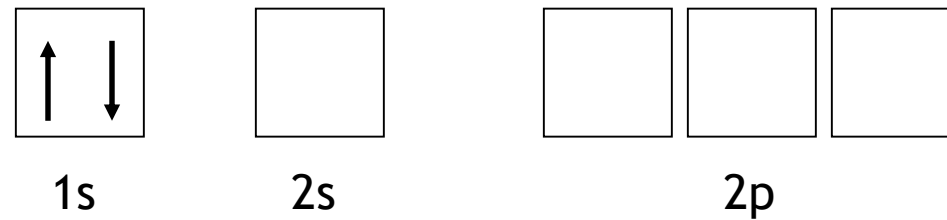
Kecenderungan  
Pengisian elektron



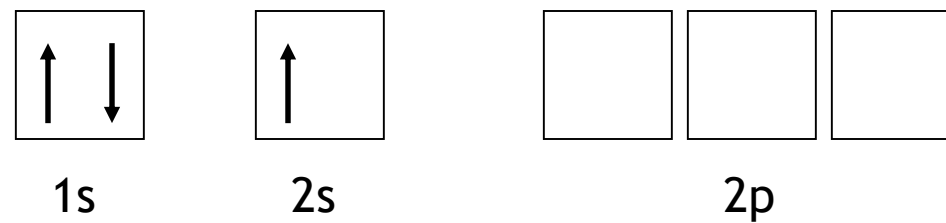
- Contoh: Hydrogen



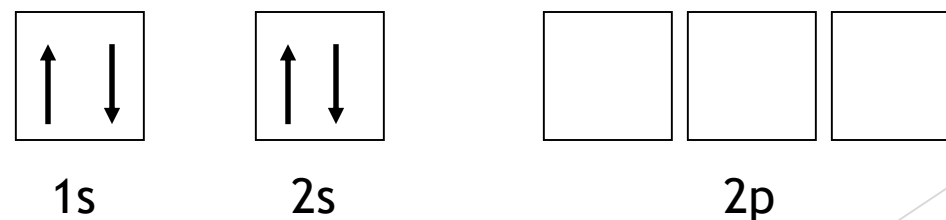
- Contoh: Helium ( $Z = 2$ )



- Lithium ( $Z = 3$ )



- Berillium ( $Z = 4$ )



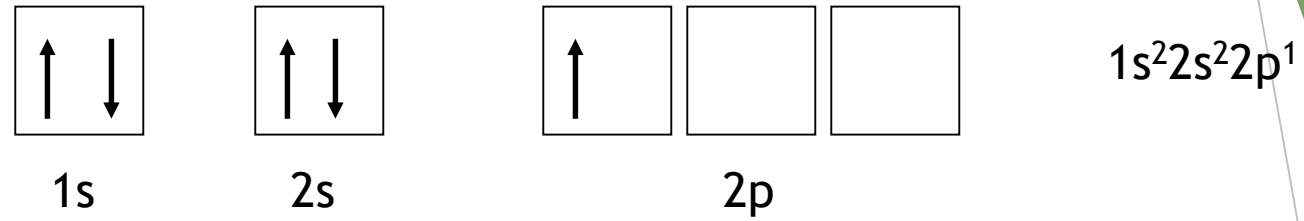
1s<sup>1</sup>

1s<sup>2</sup>

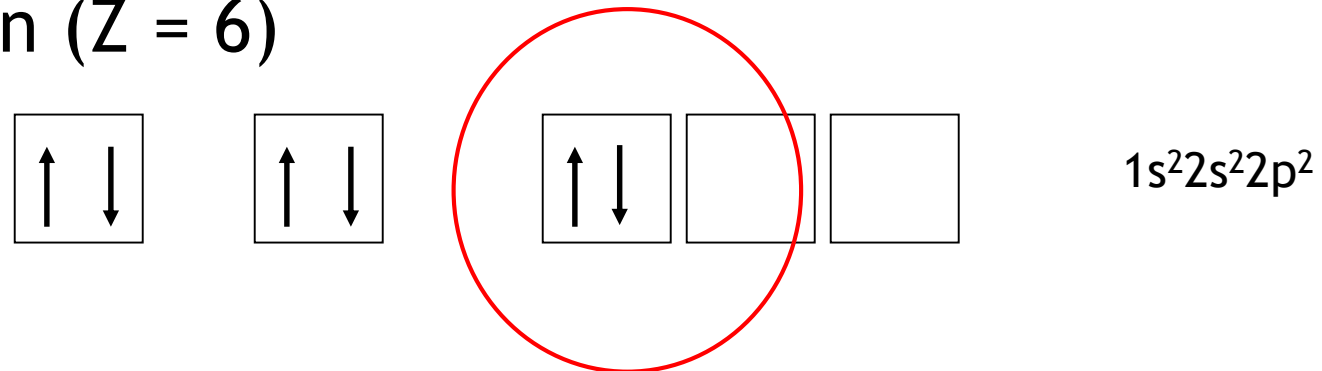
1s<sup>2</sup>2s<sup>1</sup>

1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>

- Boron ( $Z = 5$ )



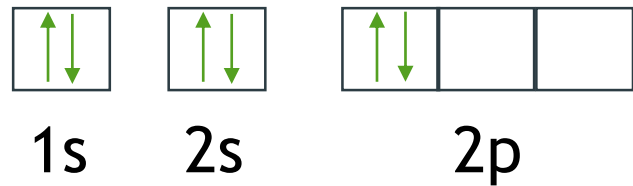
- Carbon ( $Z = 6$ )



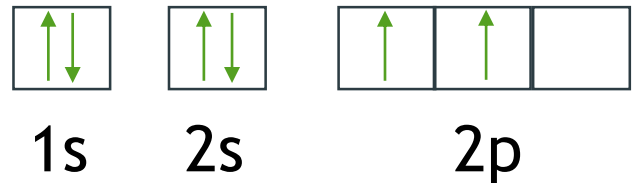
# Penempatan elektron: Aturan Hund

Aturan Hund: *Keadaan energi terendah adalah yang memiliki elektron tak berpasangan yang paling banyak.*

Karbon:

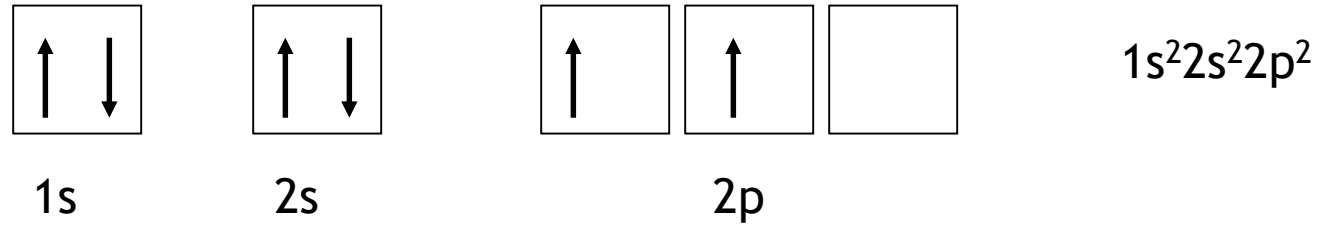


Energi lebih tinggi

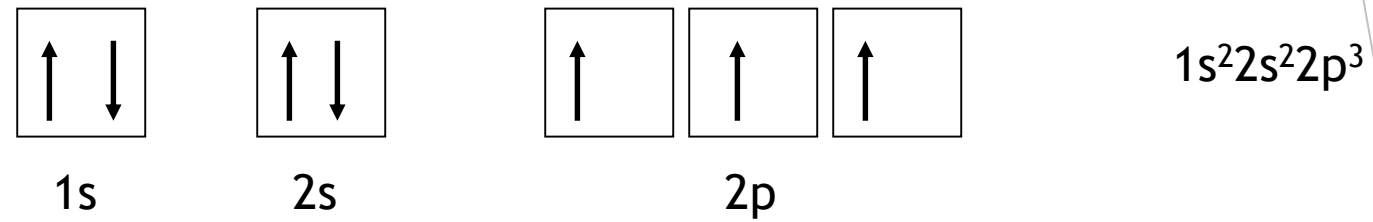


Energi lebih rendah

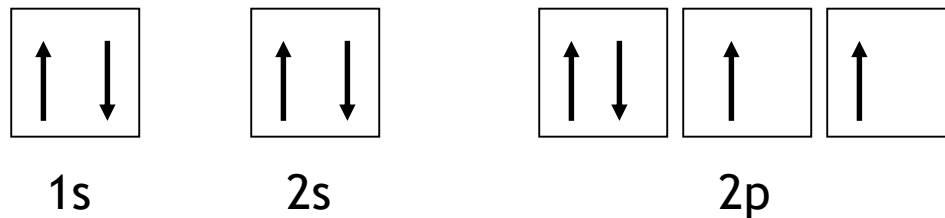
- Carbon ( $Z = 6$ )



- Nitrogen ( $Z = 7$ )

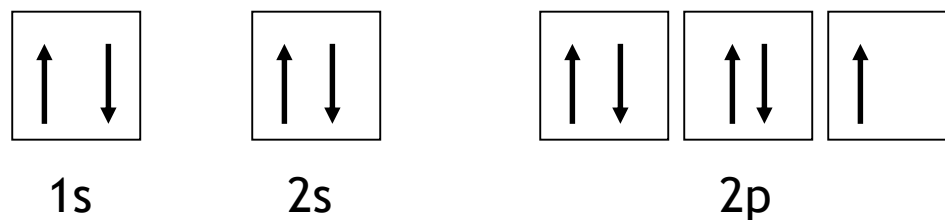


- Oxygen ( $Z = 8$ )



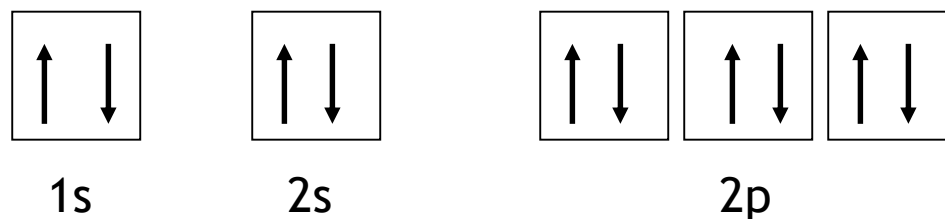
$1s^2 2s^2 2p^4$

- Fluorine ( $Z = 9$ )



$1s^2 2s^2 2p^5$

- Neon ( $Z = 10$ )

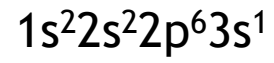
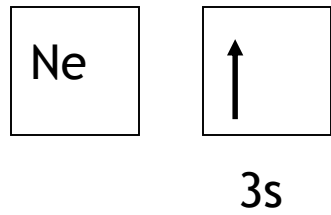


$1s^2 2s^2 2p^6$

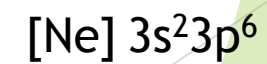
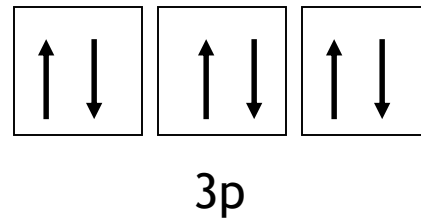
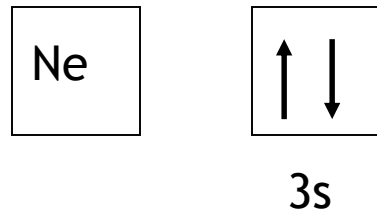
**full**



- Sodium ( $Z = 11$ )



- Argon ( $Z = 18$ )



- Elements Z=19 and Z= 20:

Z= 19, Potassium:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 = [\text{Ar}] 4s^1$

Z= 20, Calcium:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 = [\text{Ar}] 4s^2$

- Elements Z=21 to Z=30 have occupied d orbitals:

Z= 21, Scandium:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 = [\text{Ar}] 4s^2 3d^1$

Z = 24, Chromium:  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$  **exception**

Z= 30, Zinc:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} = [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$

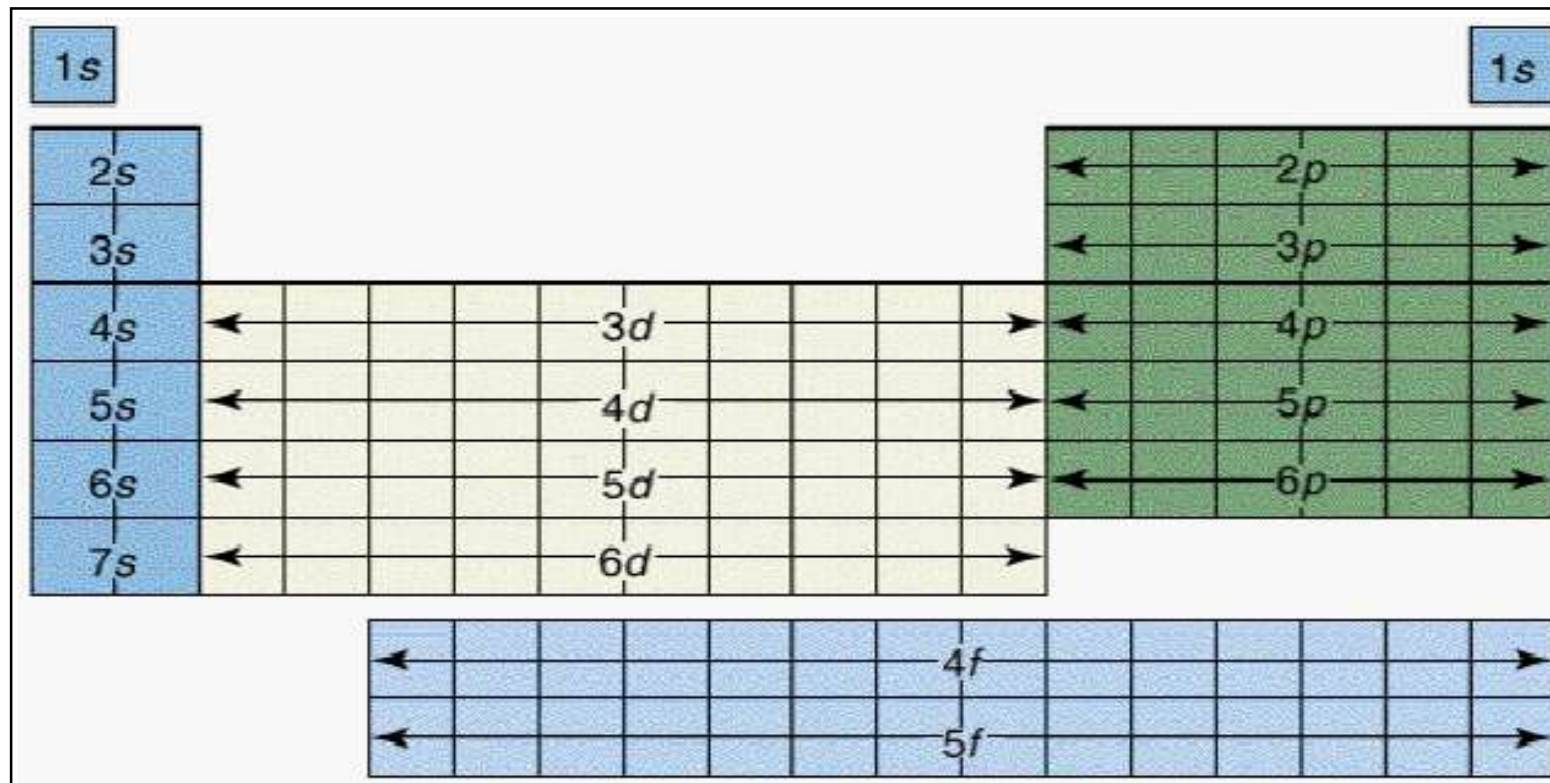
# Penempatan elektron: Larangan Pauli

- Berapa banyak elektron dapat terikat, atau menempati suatu orbital?
- Prinsip Larangan Pauli menyatakan: *tidak ada 2 elektron dalam suatu atom dapat memiliki ke-4 bilangan kuantum sama.*
- Helium pada keadaan dasar memiliki 2 elektron dalam orbital 1s, tetapi dengan spin yang berlawanan

	<u>n</u>	<u>l</u>	<u>m<sub>l</sub></u>	<u>m<sub>s</sub></u>
elektron 1	1	0	0	+1/2
elektron 2	1	0	0	-1/2

# Konfigurasi Elektron dan Tabel Periodik

- ▶ Dari konfigurasi elektron suatu atom dapat diperkirakan letak unsur dalam Tabel Periodik.
- ▶ Konfigurasi sesungguhnya harus ditentukan dengan percobaan.



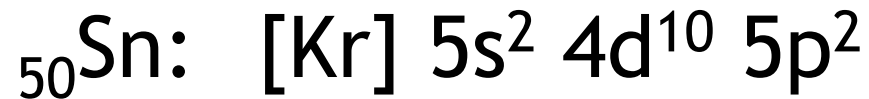
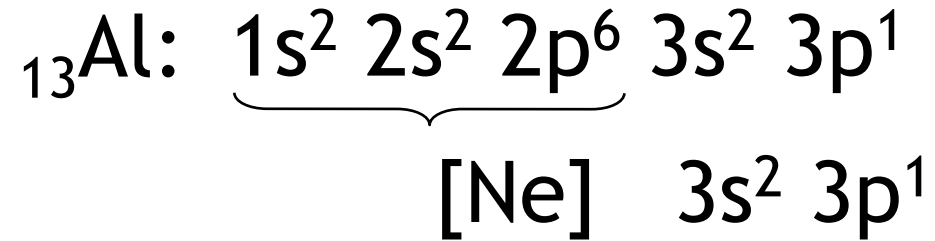
# Konfigurasi Elektron dan Tabel Periodik

- ◆ Mencari letak unsur dalam SPU dari konfigurasi elektron
- ◆ Periode sesuai dengan nomor kulit terluar
- ◆ Golongan dapat dilihat dari jumlah serta orbital terakhir yang ditempati elektron

Orbital	Jumlah elektron	Golongan
s	1-2	IA -IIA
p	1-6	IIIA - VIIIA
d	1- 5	IIIB - VIIB
d	6 - 8	VIIIB
f	1 - 14	lantanida atau aktinida

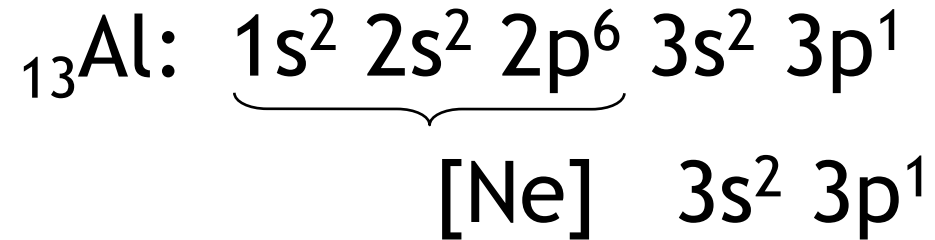
# Konfigurasi Elektron dan Tabel Periodik

Tuliskan konfigurasi elektron untuk:

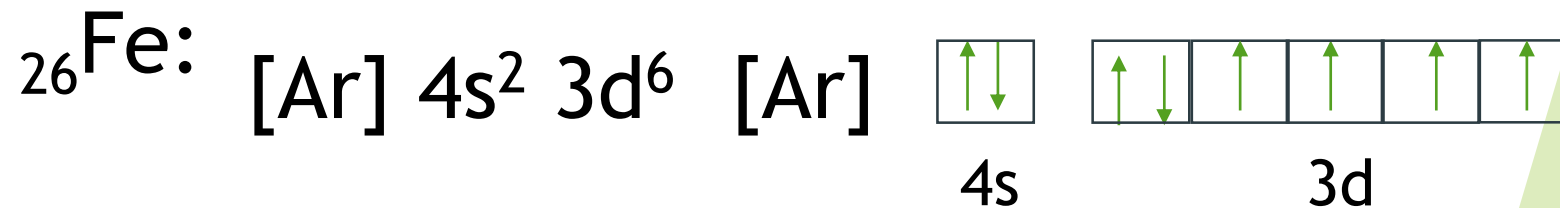


# Konfigurasi Elektron dan Tabel Periodik

Tuliskan konfigurasi elektron untuk:



Kulit terluar nomor 3, berarti terletak pada periode 3  
Elektron terakhir pada 3p, berarti golongan IIIA



Carilah untuk unsur-unsur lain