

## Bab 6

# Struktur atom dan sistem periodik

*Jacqueline Bennett • SUNY Oneonta*

[www.cengage.com/chemistry/brown](http://www.cengage.com/chemistry/brown)

Copyright ©2019 Cengage Learning. All Rights Reserved. May not be scanned, copied or duplicated, or posted to a publicly accessible website, in whole or in part.

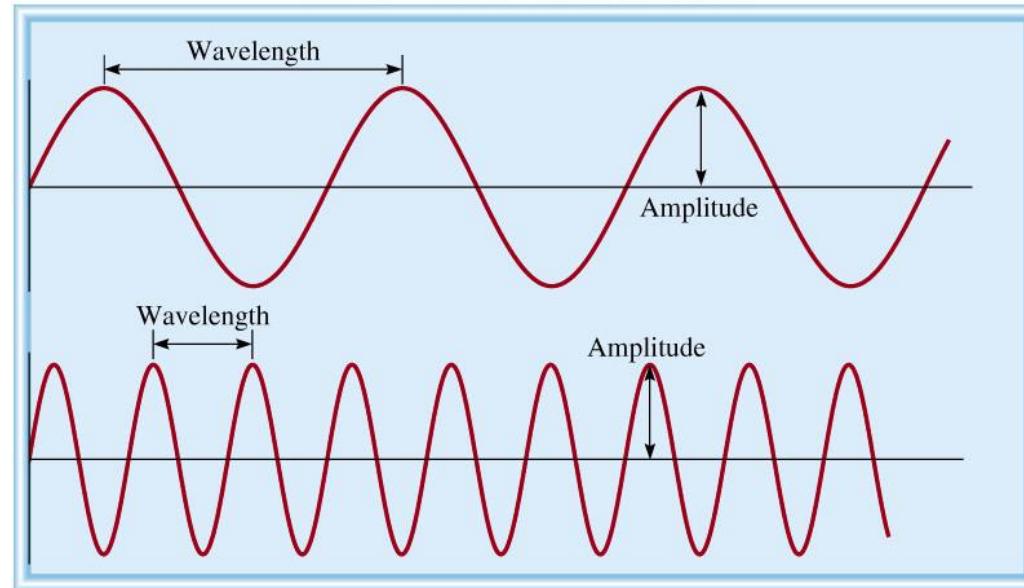
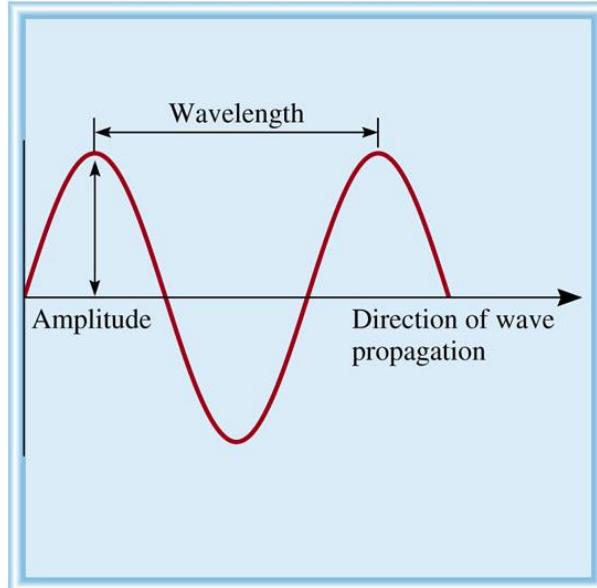
 BROOKS/COLE  
CENGAGE Learning™

# Tujuan Bab

- menjelaskan istilah **gelombang: frekuensi, panjang gelombang, dan amplitudo**
- menkonversi antara frekuensi dan panjang gelombang cahaya
- menggunakan **persamaan Planck** untuk menghitung energi foton dari panjang gelombang atau frekuensinya
- menjelaskan bahwa atom memiliki **energi terkuantisasi**
- Menggunakan **diagram tingkat energi** untuk memprediksi panjang gelombang atau frekuensi cahaya yang akan diserap atau dipancarkan atom, dan sebaliknya.

- menjelaskan model atom Bohr
- mengenali bagaimana bilangan kuantum muncul sebagai konsekuensi dari model gelombang
- menentukan istilah orbital
- menuliskan konfigurasi elektron
- menjelaskan hubungan antara konfigurasi elektron valensi dan tabel berkala
- menentukan sifat-sifat atom berikut: jari-jari atom, energi ionisasi, dan afinitas elektron
- menjelaskan bagaimana sifat-sifat di atas pada unsur dengan posisi berbeda dalam tabel berkala

# Karakteristik gelombang

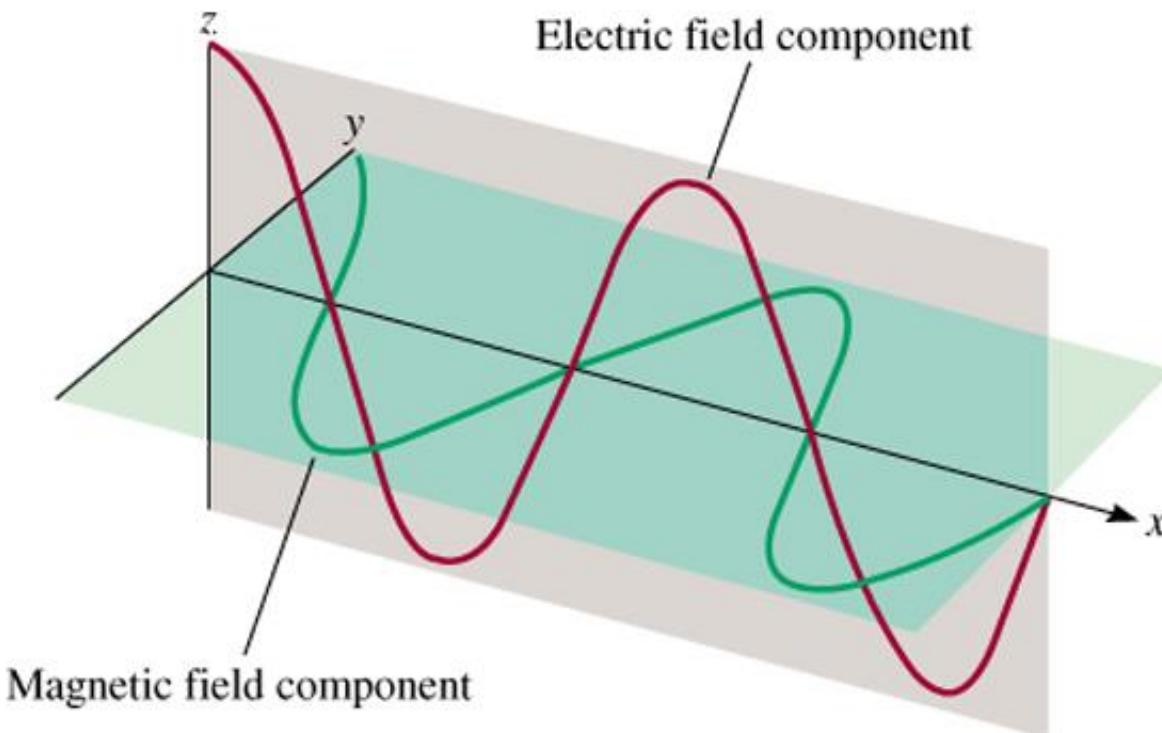


**Panjang gelombang ( $\lambda$ )** = jarak antara titik-titik yang identik pada dua gelombang yang berurutan.

**Amplitudo** = jarak vertikal dari garis tengah gelombang ke puncak atau lembah.

**Frekuensi ( $v$ )** = jumlah gelombang yang melewati suatu titik tertentu dalam 1 detik ( $\text{Hz} = 1 \text{ cycle/s}$ ).

Maxwell (1873), mengusulkan bahwa sinar tampak terdiri dari gelombang elektromagnetik.

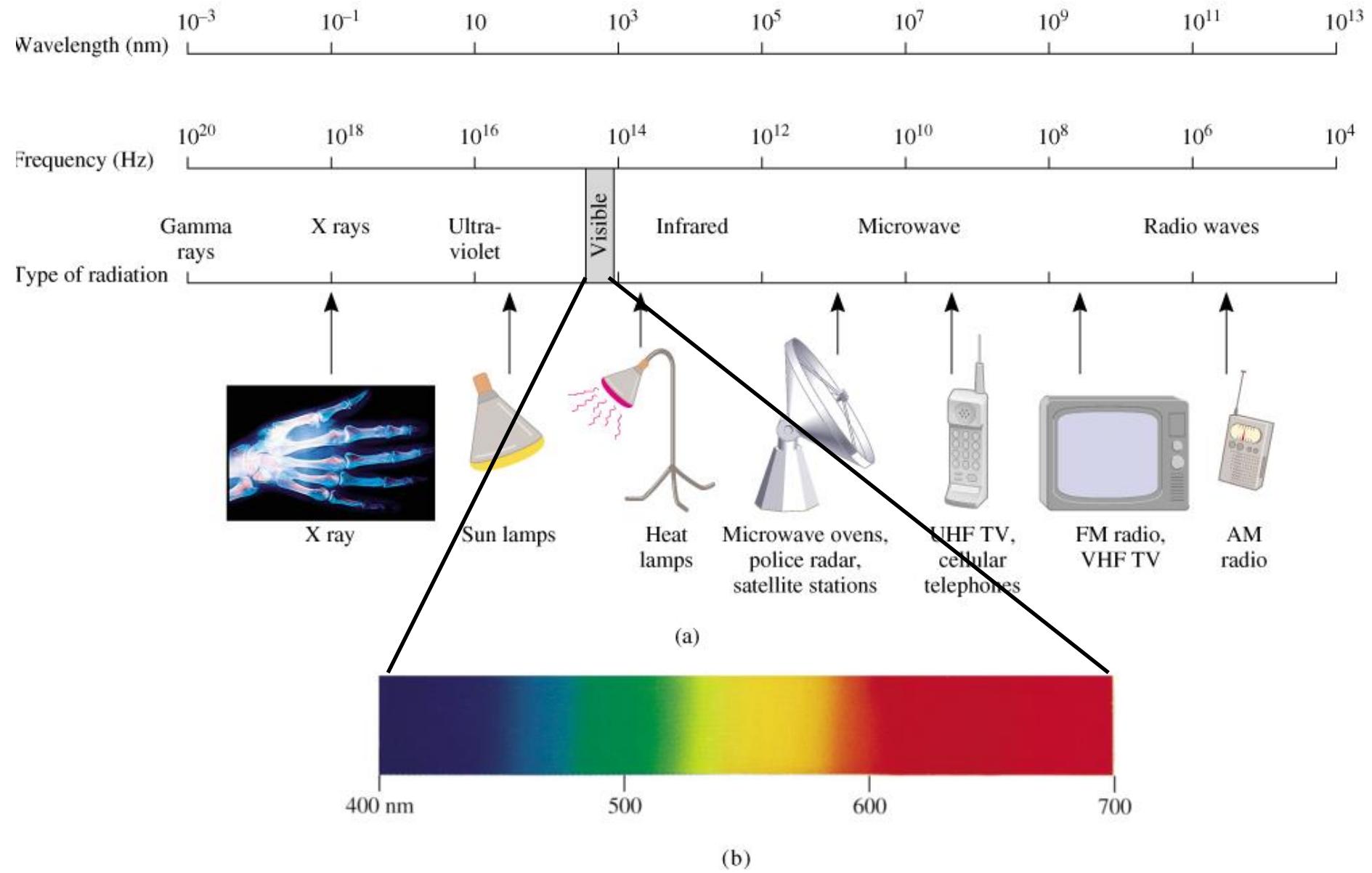


**Radiasi elektromagnetik =**  
energi emisi & transmisi  
dalam bentuk gelombang  
elektromagnetik.

Kecepatan cahaya dalam vakum ( $c$ ) =  $3,00 \times 10^8$  m/s

**Semua gelombang radiasi elektromagnetik**

$$\lambda \times v = c$$



# Percobaan *Photoelectric Effect* dijelaskan oleh Einstein pada 1905

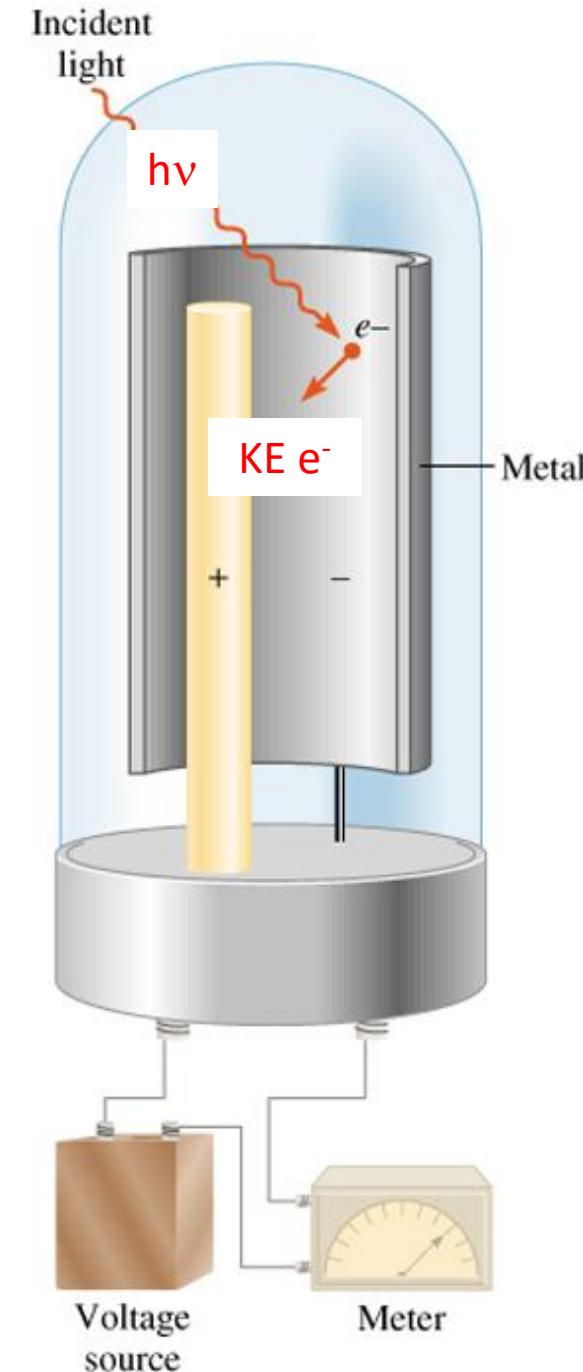
Cahaya:

1. bersifat gelombang
2. bersifat partikel

Foton adalah partikel - cahaya

$$h\nu = KE + BE$$

$$KE = h\nu - BE$$



Bila tembaga ditembakai oleh elektron energi tinggi, sinar X akan diemisi. Hitung energi (dalam joule) yang dikaitkan dengan foton bila panjang gelombang dari sinar X adalah 0,154 nm.

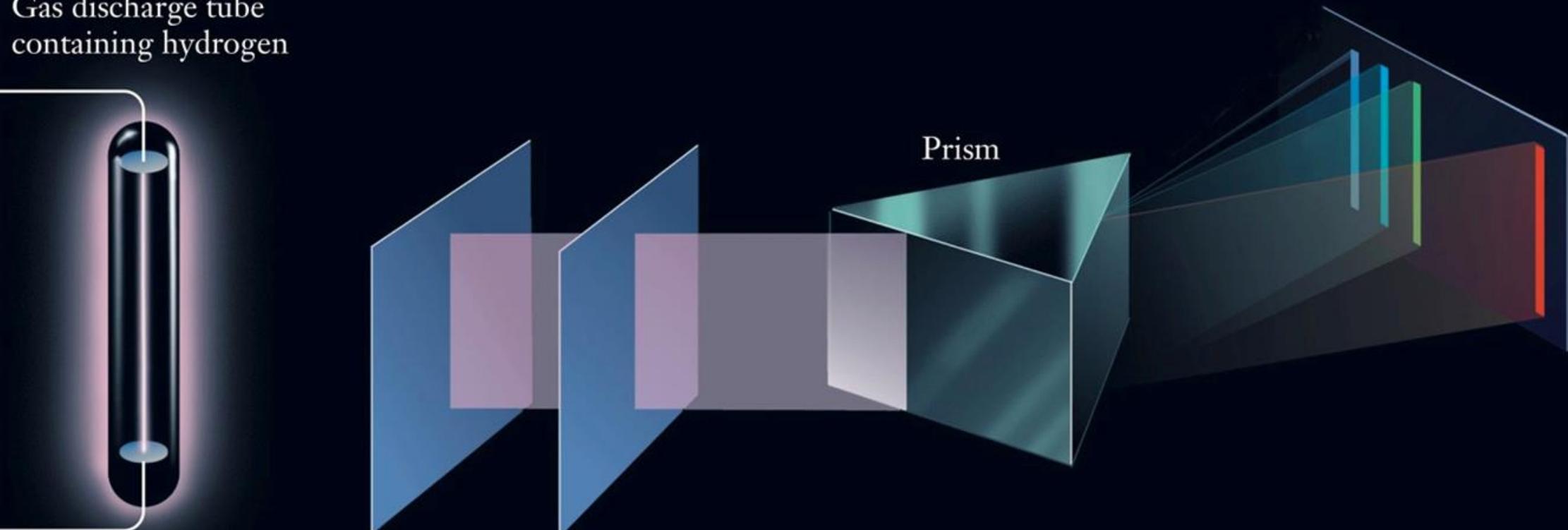
$$E = h \times v$$

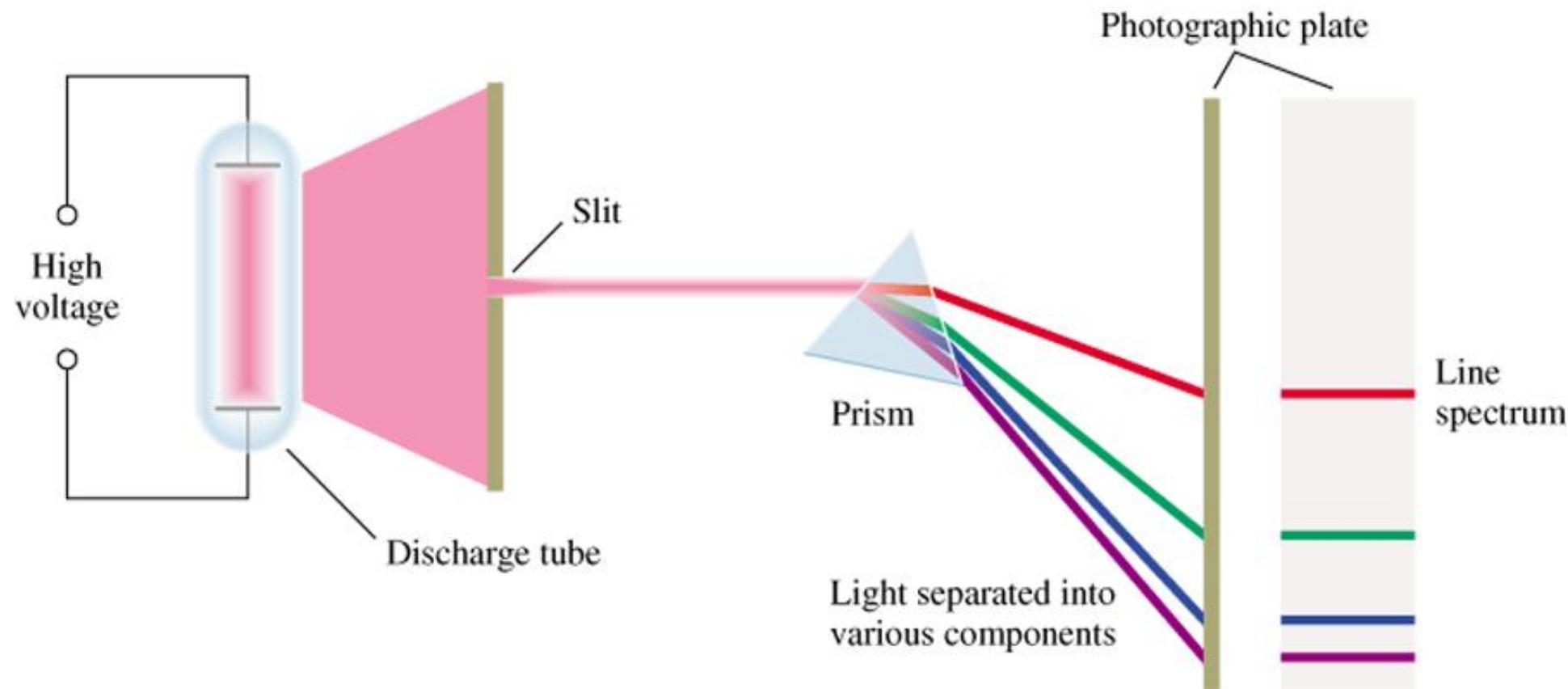
$$E = h \times c / \lambda$$

$$E = 6,63 \times 10^{-34} (\text{J.s}) \times 3,00 \times 10^8 (\text{m/s}) / 0,154 \times 10^{-9} (\text{m})$$

$$E = 1,29 \times 10^{-15} \text{ J}$$

Gas discharge tube  
containing hydrogen





Spektrum emisi garis dari atom hidrogen

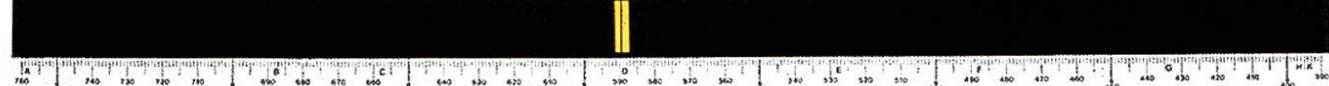


## Bright-line Spectra

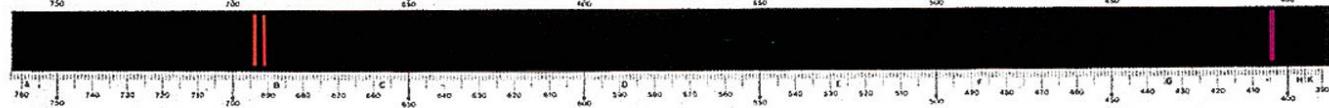
Lithium (Li)



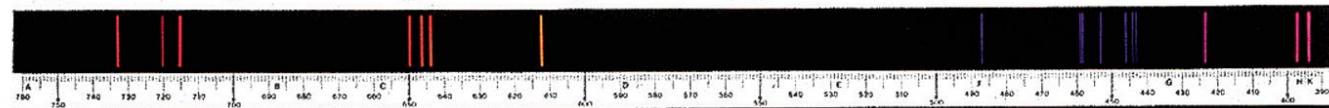
Sodium (Na)



Potassium (K)



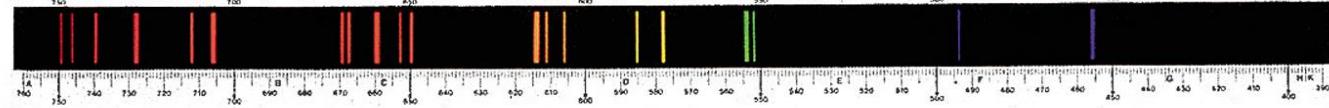
Calcium (Ca)



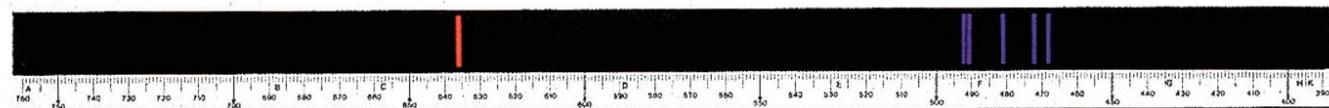
Strontium (Sr)



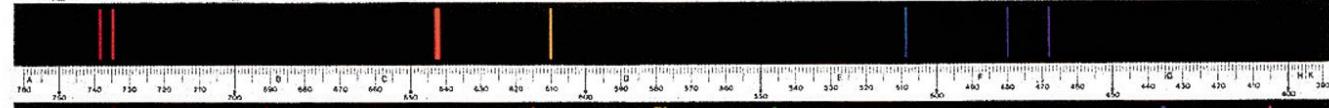
Barium (Ba)



Zinc (Zn)



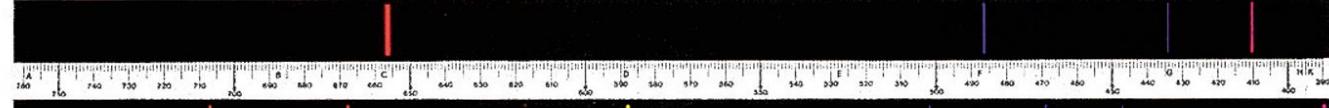
Cadmium (Cd)



Mercury (Hg)



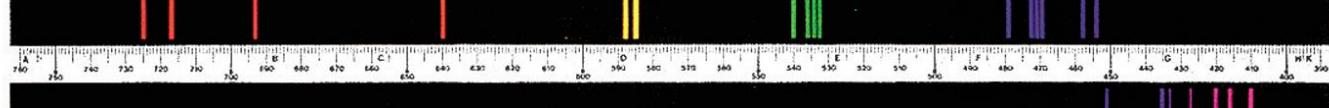
Hydrogen (H)



Helium (He)



Neon (Ne)



Argon (Ar)



Alkali Metals  
(univalent)

Alkaline Earth  
Elements  
(divalent)

Metals  
(divalent)

Gases

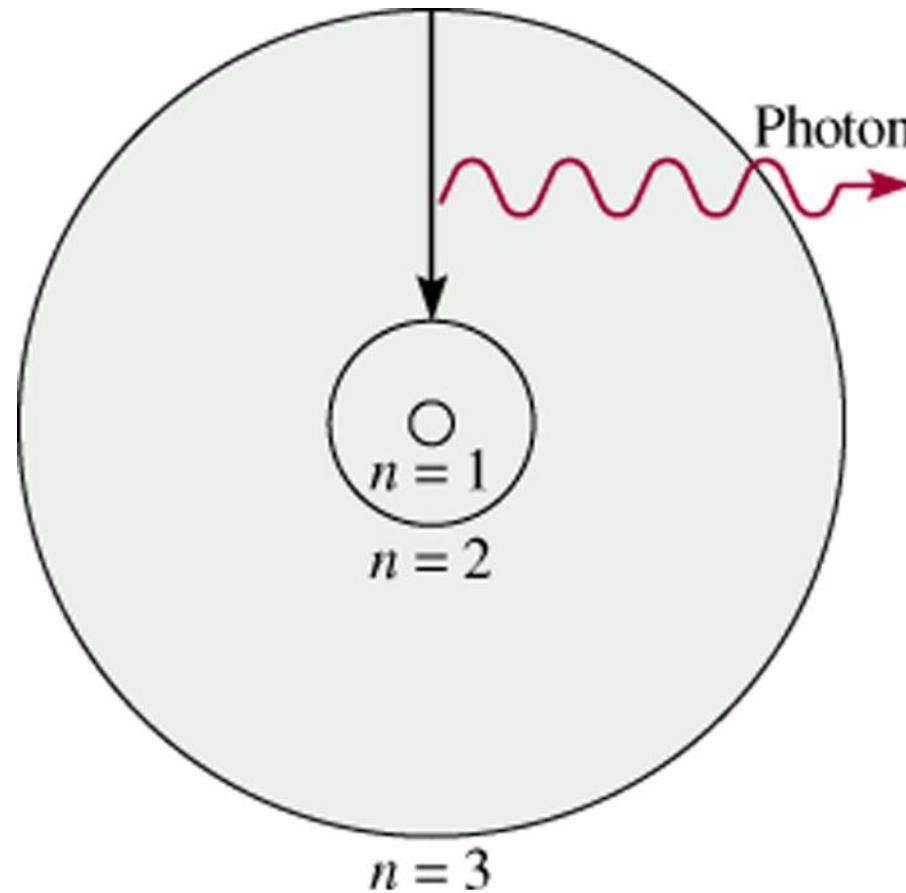
# Teori Atom Bohr (1913)

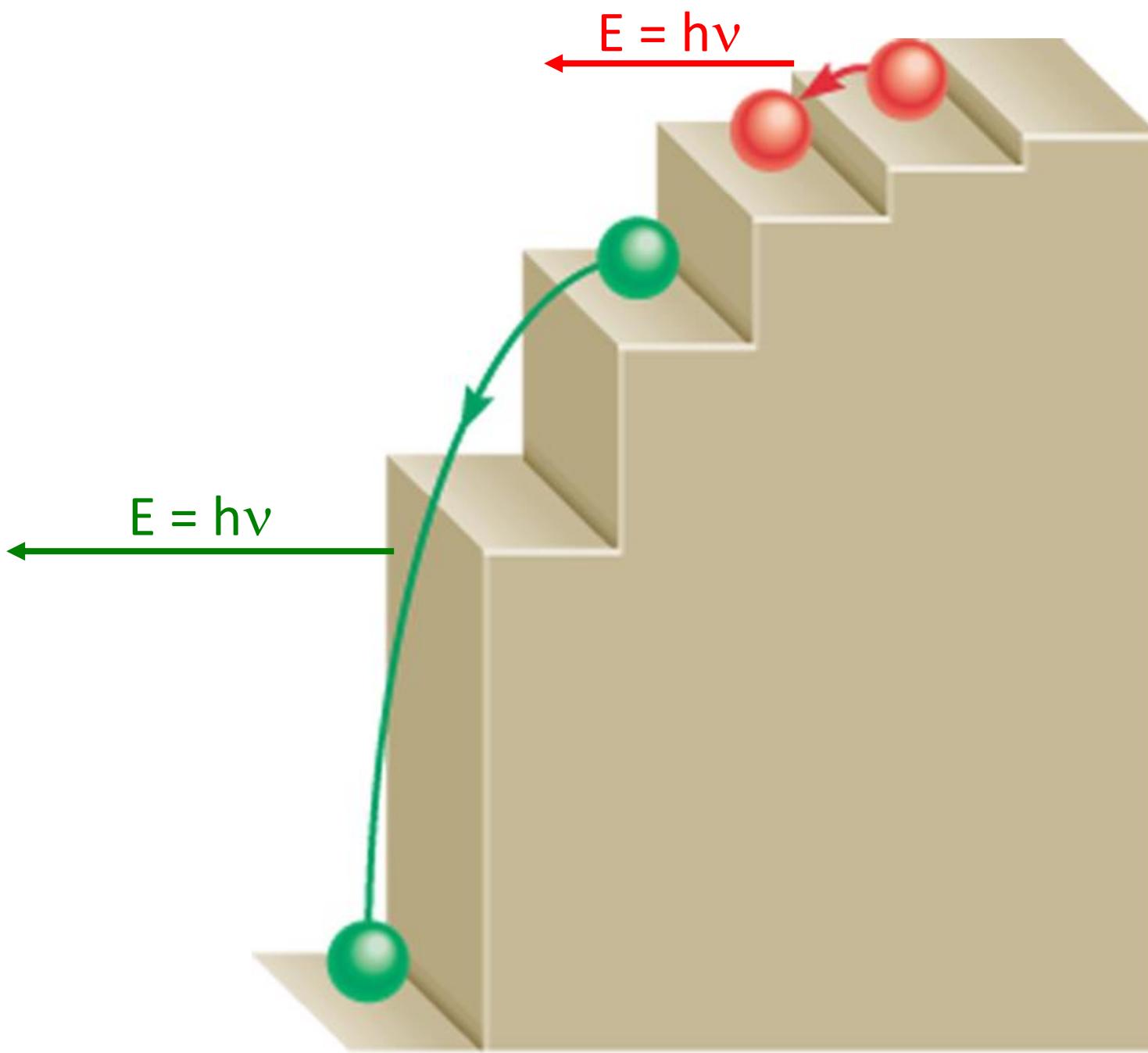
1.  $e^-$  hanya dapat memiliki nilai energi yang spesifik (terkuantisasi)
2. Cahaya dipancarkan bila  $e^-$  berpindah dari tingkat energi tertentu ke tingkat energi lebih rendah

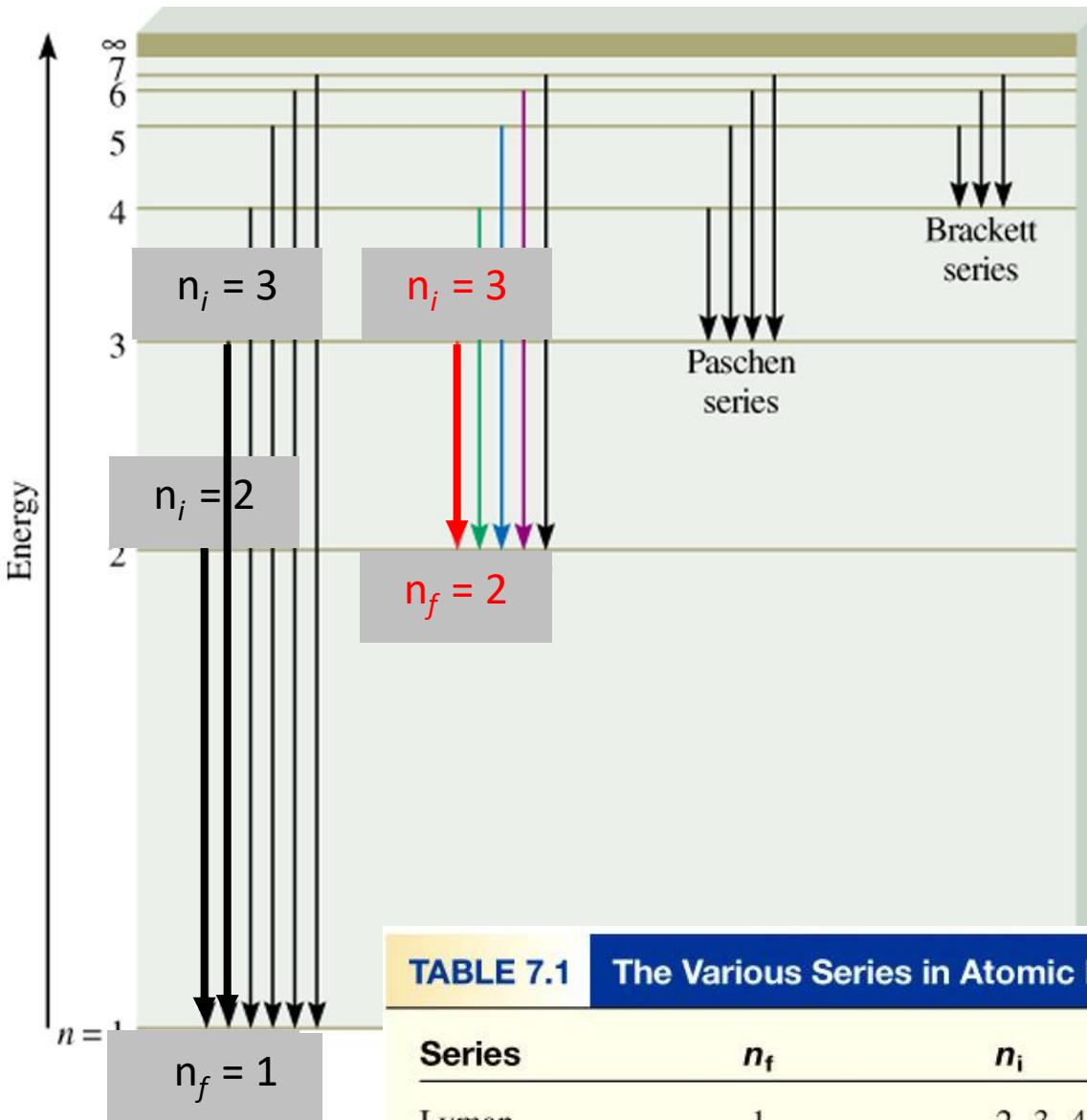
$$E_n = -R_H \left( \frac{1}{n^2} \right)$$

$n$  (bilangan kuantum utama) = 1,2,3,...

$$R_H \text{ ( tetapan Rydberg )} = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$







**TABLE 7.1** The Various Series in Atomic Hydrogen Emission Spectrum

Series	$n_f$	$n_i$	Spectrum Region
Lyman	1	2, 3, 4, ...	Ultraviolet
Balmer	2	3, 4, 5, ...	Visible and ultraviolet
Paschen	3	4, 5, 6, ...	Infrared
Brackett	4	5, 6, 7, ...	Infrared

$$E_{\text{photon}} = \Delta E = E_f - E_i$$

$$E_f = -R_H \left( \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$E_i = -R_H \left( \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

Hitung panjang gelombang (dalam nm) dari foton yang dipancarkan oleh atom hidrogen bila elektron pindah dari tingkat  $n = 5$  ke  $n = 3$

$$E_{\text{foton}} = \Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$E_{\text{foton}} = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \times (1/25 - 1/9)$$

$$E_{\text{foton}} = \Delta E = -1,55 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{foton}} = h \times c / \lambda$$

$$\lambda = h \times c / E_{\text{photon}}$$

$$\lambda = 6,63 \times 10^{-34} (\text{J}\cdot\text{s}) \times 3.00 \times 10^8 (\text{m/s}) / 1.55 \times 10^{-19} \text{ J}$$

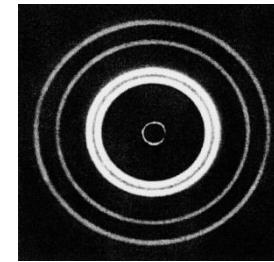
$$\lambda = 1280 \text{ nm}$$

# Persamaan gelombang Schrodinger

Pada 1926 Schrodinger menulis persamaan yang menguraikan sifat  $e^-$  sebagai partikel dan gelombang

Fungsi gelombang ( $\Psi$ ) menyatakan:

1. energi  $e^-$  dengan  $\Psi$  tertentu
2. Kemungkinan menemukan  $e^-$  dalam ruang volume



Persamaan Schrodinger hanya dapat diselesaikan secara pasti untuk atom hidrogen. Untuk sistem dengan multi elektron, diperlukan pendekatan.

# Model mekanika kuantum atom

- Model mekanika kuantum menggantikan model atom Bohr
  - Model Bohr menggambarkan elektron sebagai partikel dalam orbit melingkar dengan jari-jari tetap
  - Model mekanika kuantum menggambarkan elektron sebagai gelombang menyebar atau terdelokalisasi pada wilayah ruang yang disebut orbital
  - Energi orbital dikuantisasi seperti model Bohr

# Persamaan Schrödinger

- Difraksi elektron (1927), elektron menunjukkan perilaku seperti gelombang
- Perilaku gelombang digambarkan menggunakan fungsi gelombang, yang disebut sebagai persamaan Schrödinger
  - $H$  adalah operator,  $E$  adalah energy, dan  $\psi$  adalah fungsi gelombang

$$H\psi = E\psi$$

# Energi potensial dan orbital

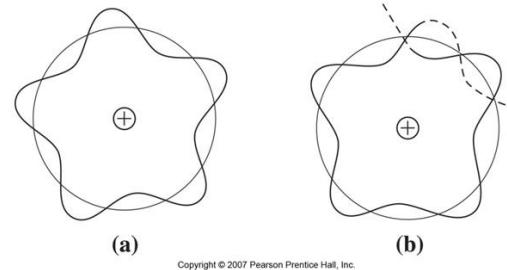
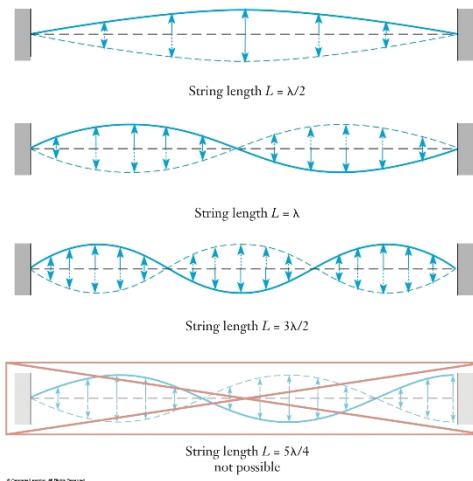
- Energi total elektron mencakup energi potensial dan kinetik
  - Energi potensial lebih penting dalam menggambarkan struktur atom
    - Hal ini terkait dengan tarikan coulomb antara inti bermuatan positif dan elektron bermuatan negatif
- Ada beberapa solusi fungsi gelombang untuk setiap potensi interaksi yang diberikan
  - $n$  adalah indeks yang melabeli berbagai solusi
  - $\psi_n$  dapat ditulis dalam dua komponen
    - Komponen radial: hanya tergantung pada jarak elektron dari inti
    - Komponen angular: tergantung pada arah atau orientasi elektron ke inti

$$H\psi_n = E_n\psi_n$$

- Fungsi gelombang memiliki tanda-tanda positif dan negatif
  - **Kuadrat** dari fungsi gelombang,  $\psi^2$ , selalu positif dan memberikan **kemungkinan menemukan elektron pada titik tertentu**
- Setiap solusi dari fungsi gelombang mendefinisikan satu orbital
  - Masing dilabel sebagai: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, dst
  - Orbital dalam istilah mekanika kuantum sebenarnya adalah wilayah ruang ketimbang titik tertentu

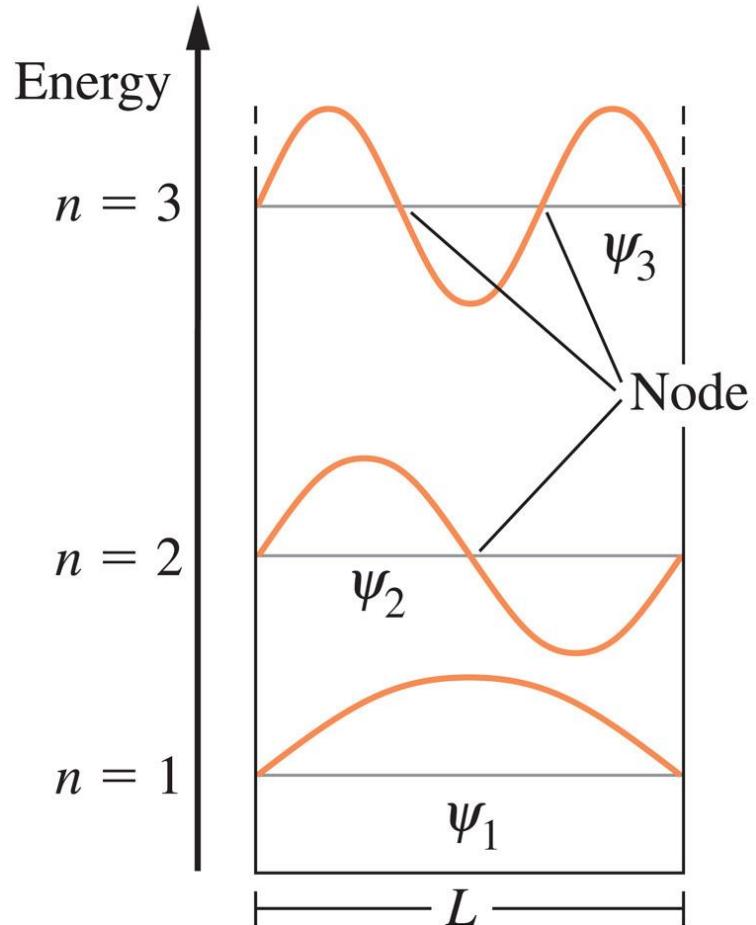
# Bilangan kuantum

- Bilangan kuantum adalah solusi untuk fungsi yang digunakan untuk menyelesaikan persamaan gelombang
  - Bilangan kuantum digunakan untuk menyebut orbital atom
  - Lintasan elektron dapat dianggap sebagai gelombang tegak
  - Senar gitar yang dipasang di kedua ujungnya dapat digunakan untuk menggambarkan fungsi persamaan gelombang



- Senar yang bergetar dapat ditulis dalam bentuk amplitudo,  $A$ ; jarak sepanjang senar,  $x$ ; dan panjang senar,  $L$
- Persamaan gelombang:  $\psi_n(x) = A \sin \frac{n\pi x}{L}$

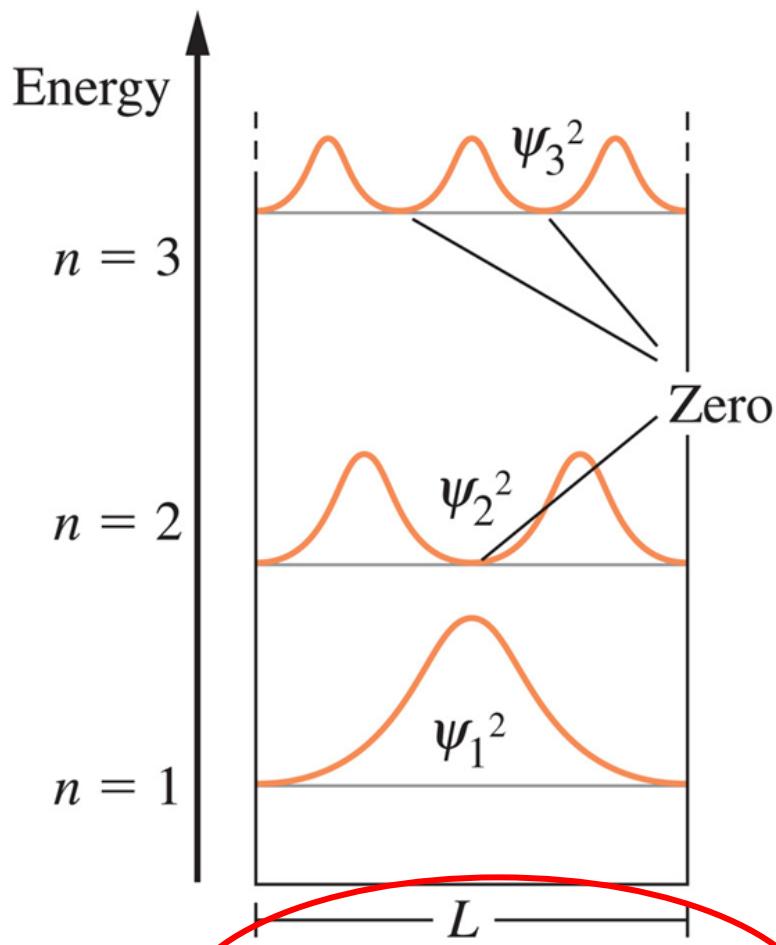
# Elektron sebagai fungsi gelombang



$$\psi_n(x) = \sqrt{\frac{2}{L}} \sin \frac{n\pi}{L} x$$

The wave functions

Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.



$$\psi_n^2(x) = \frac{2}{L} \sin^2 \left( \frac{n\pi}{L} x \right)$$

The probabilities

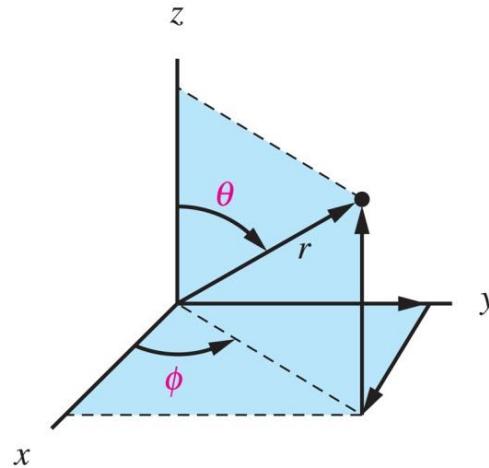
Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.

# Persamaan gelombang orbital

$$\psi(r, \theta, \phi) = R(r) Y(\theta, \phi)$$

$R(r)$ , fungsi gelombang radial.

$Y(\theta, \phi)$ , fungsi gelombang angular.



Spherical polar coordinates

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

$$x = r \sin \theta \cos \phi$$

$$y = r \sin \theta \sin \phi$$

$$z = r \cos \theta$$

Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.

$$\psi(1s) = R(r) \times Y(\theta, \phi) = \frac{2e^{-r/a_0}}{a_0^{3/2}} \times \frac{1}{\sqrt{4\pi}} = \frac{e^{-r/a_0}}{\sqrt{(\pi a_0^3)}}$$

Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.

# Visual fungsi gelombang orbital

Orbital

Wave Function ►

$$1s \quad \psi_{1s} = \pi^{-1/2} a_0^{-3/2} e^{-(r/a_0)}$$

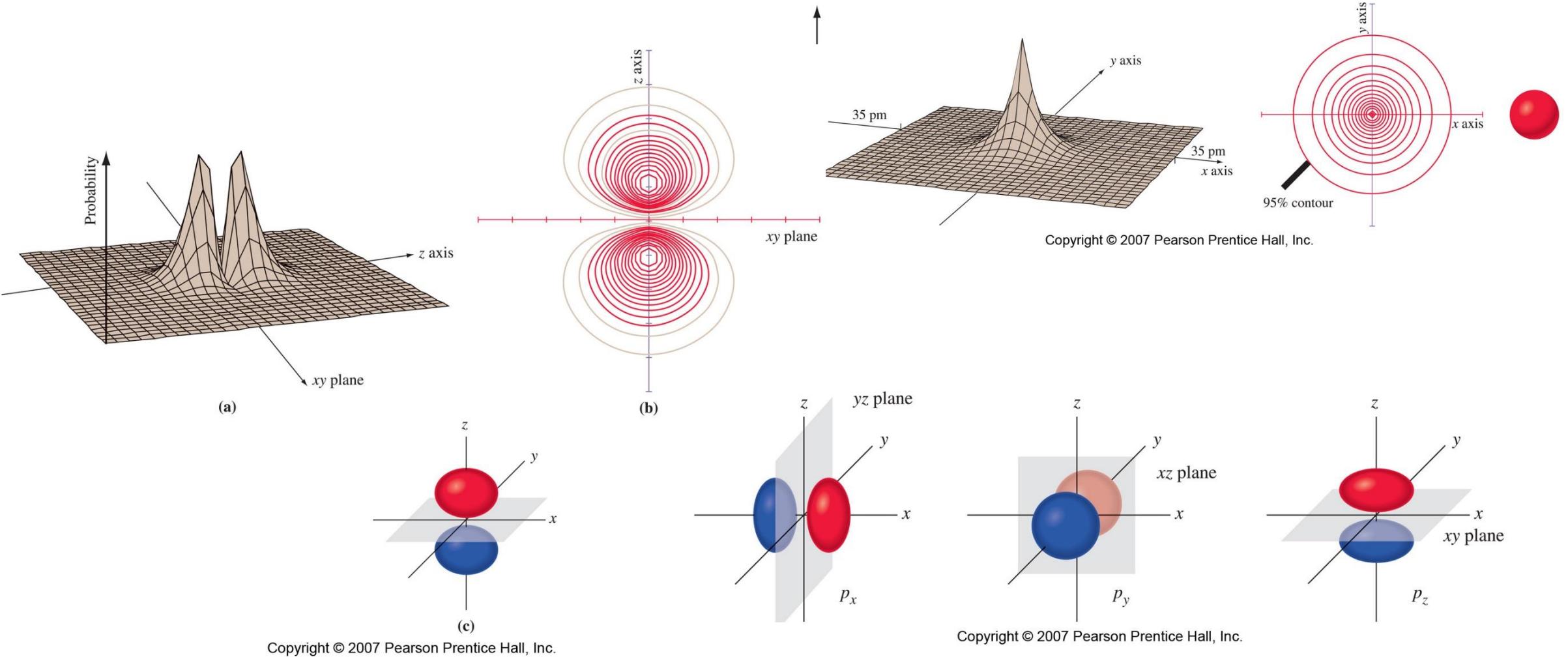
$$2s \quad \psi_{2s} = (4\pi)^{-1/2} (2a_0)^{-3/2} \left( 2 - \frac{r}{a_0} \right) e^{-(r/2a_0)}$$

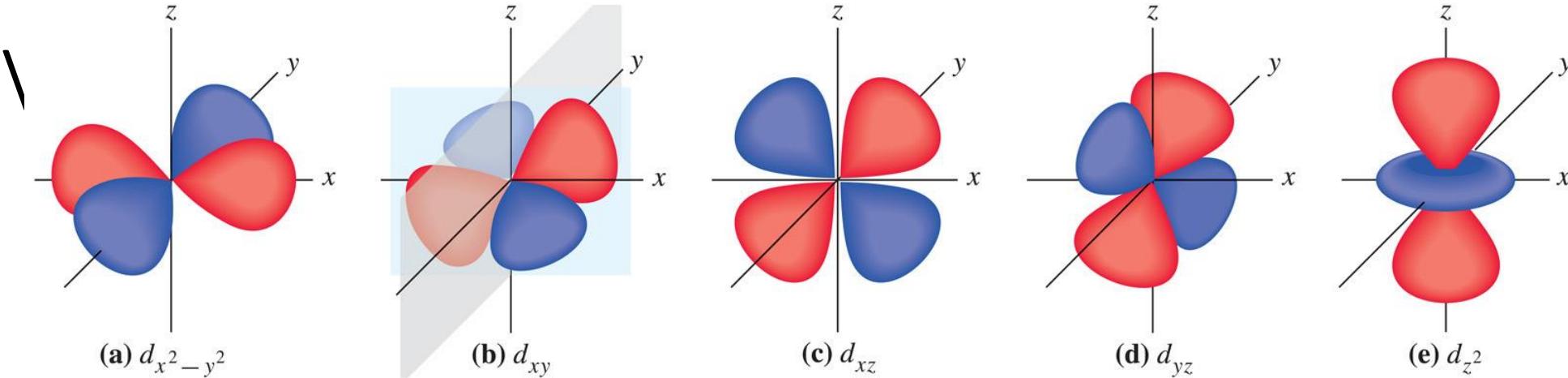
$$2p_x \quad \psi_{2p_x} = (4\pi)^{-1/2} (2a_0)^{-3/2} \frac{r}{a_0} e^{-(r/2a_0)} \sin \theta \cos \phi$$

$$2p_y \quad \psi_{2p_y} = (4\pi)^{-1/2} (2a_0)^{-3/2} \frac{r}{a_0} e^{-(r/2a_0)} \sin \theta \sin \phi$$

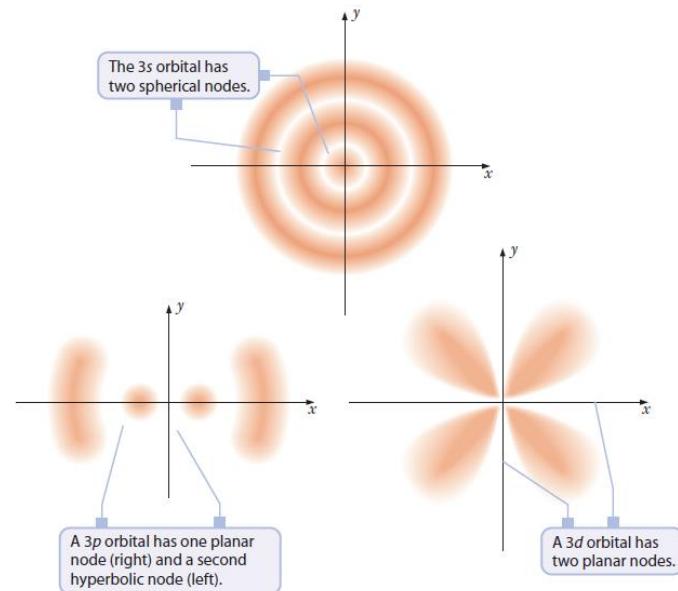
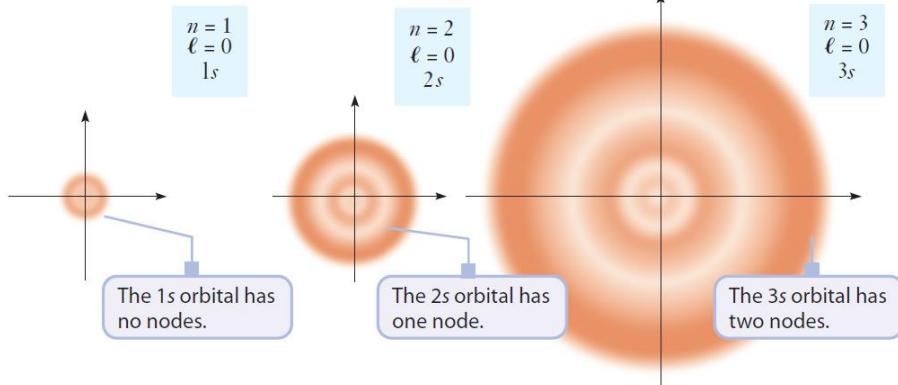
$$2p_z \quad \psi_{2p_z} = (4\pi)^{-1/2} (2a_0)^{-3/2} \frac{r}{a_0} e^{-(r/2a_0)} \cos \theta$$

# Visual fungsi gelombang orbital





Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.



Penampang lintang orbital 1s, 2s, dan 3s

Kerapatan elektron orbital 3s, 3p, and 3d

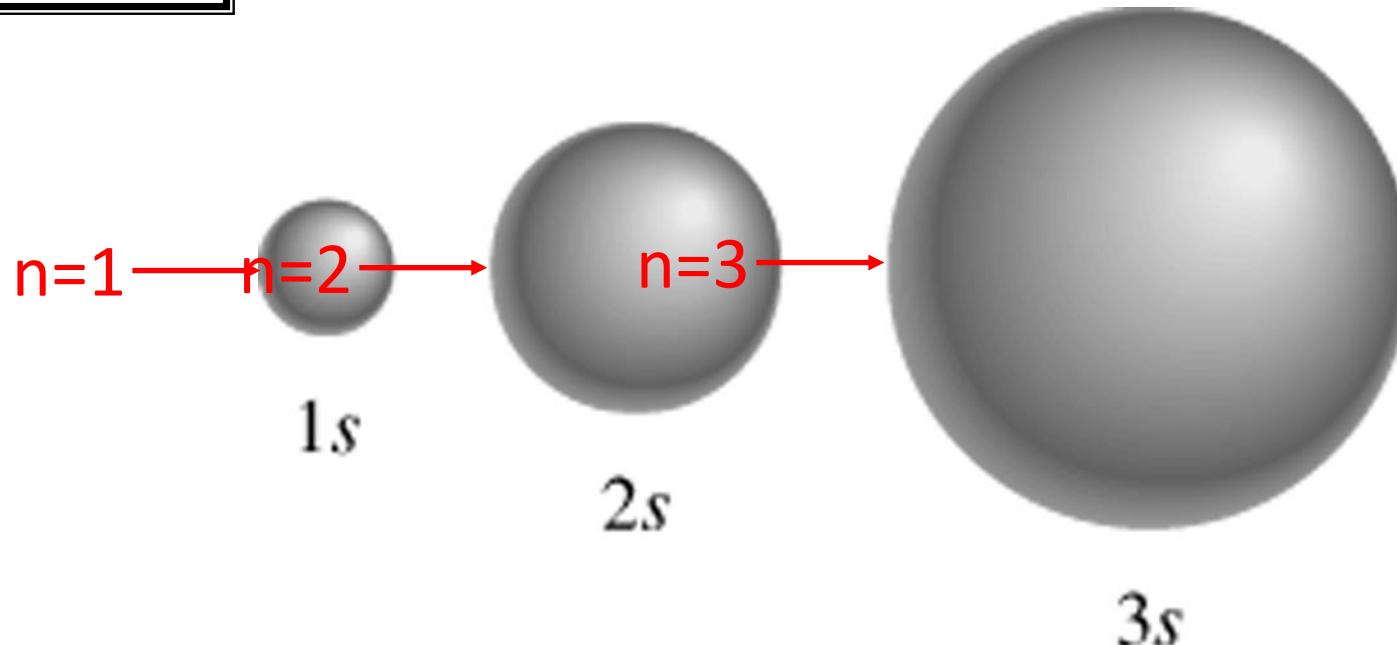
# Persamaan gelombang Schrodinger

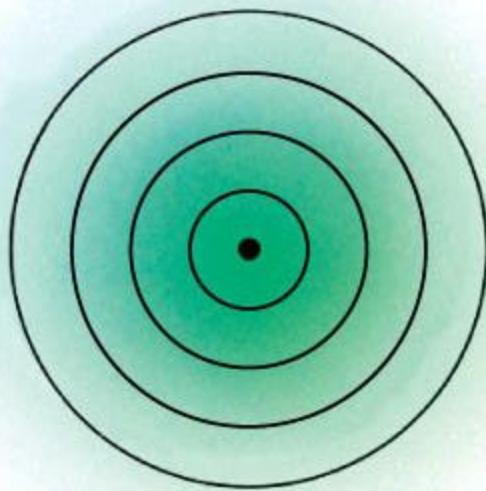
$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

Bilangan kuantum utama  $n$

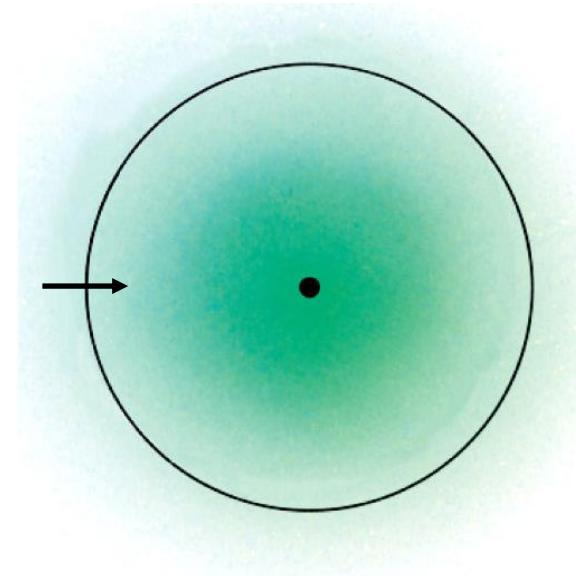
$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

jarak  $e^-$  dari inti

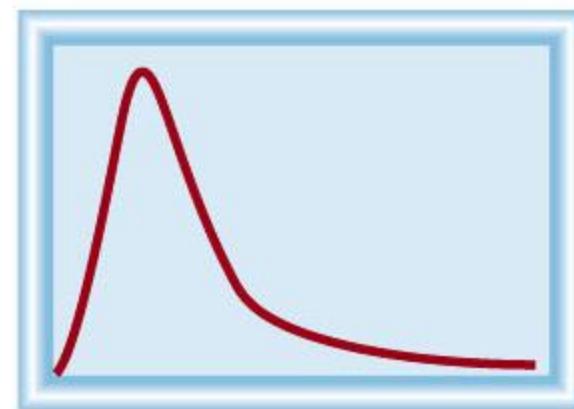




90% dari kerapatan  
 $e^-$  didapatkan untuk orbital  
1s



Radial probability



Distance from  
nucleus

# Bilangan gelombang Schrodinger

$$\Psi = f_n(n, l, m_l, m_s)$$

Bilangan kuantum momentum sudut  $l$

Untuk  $n$  tertentu,  $l = 0, 1, 2, 3, \dots n-1$

$$n = 1, l = 0$$

$l = 0$  orbital s

$$n = 2, l = 0 \text{ atau } 1$$

$l = 1$  orbital p

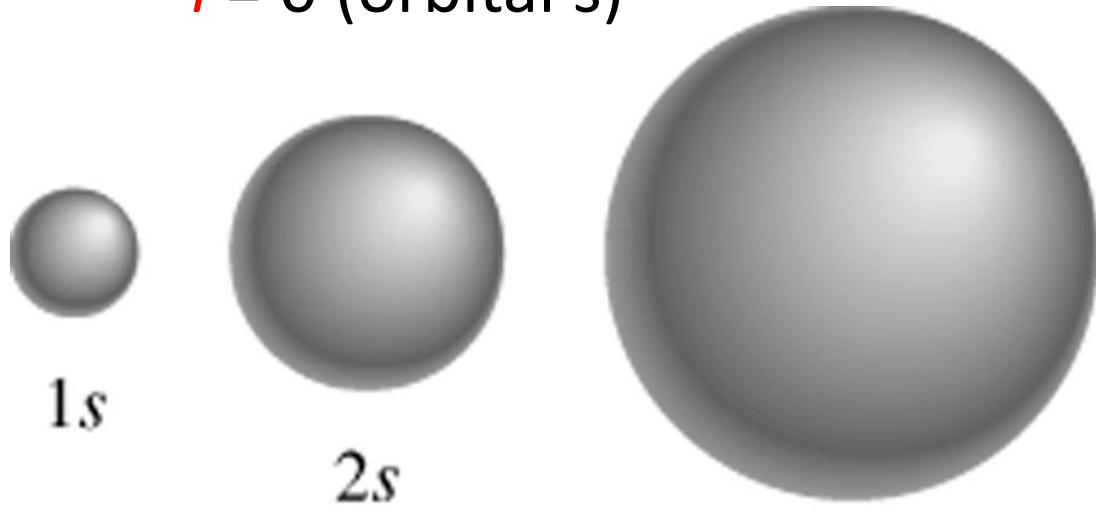
$$n = 3, l = 0, 1, \text{ atau } 2$$

$l = 2$  orbital d

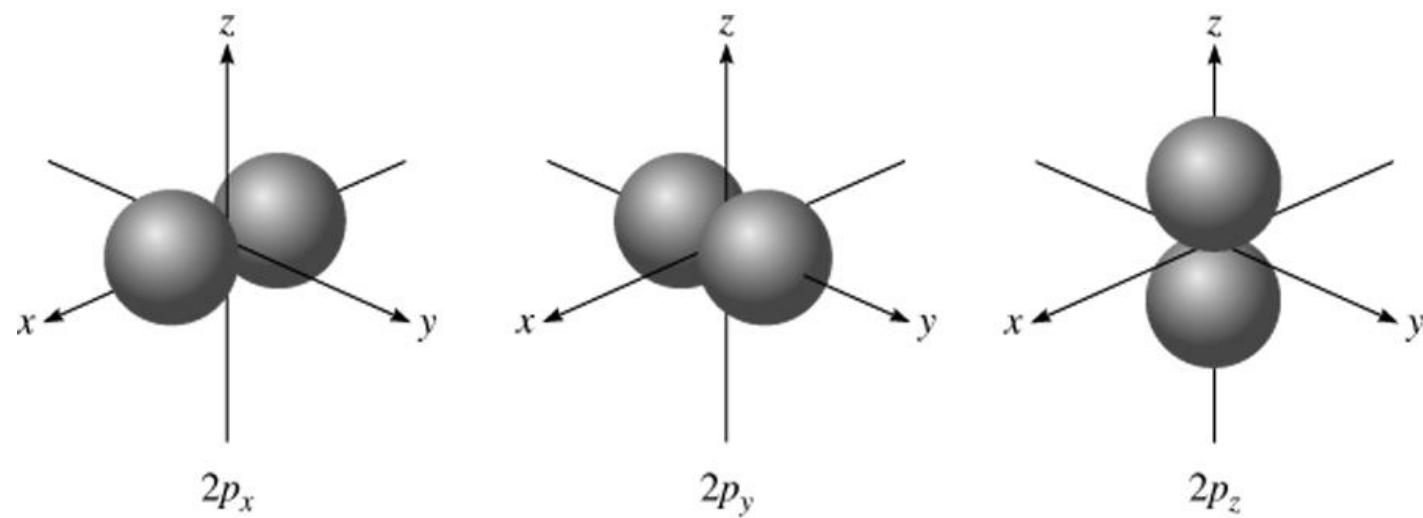
$l = 3$  orbital f

Gambarkan “volume” ruang yang diisi oleh  $e^-$

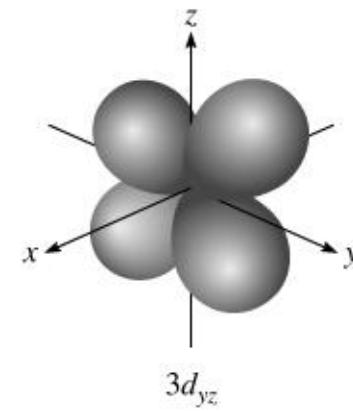
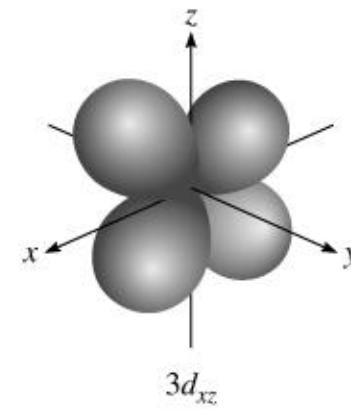
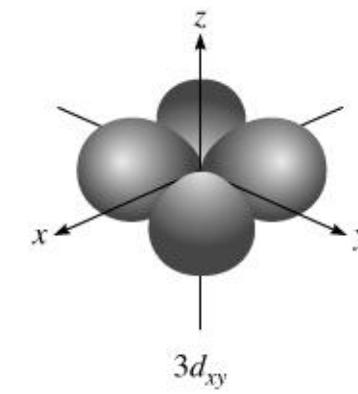
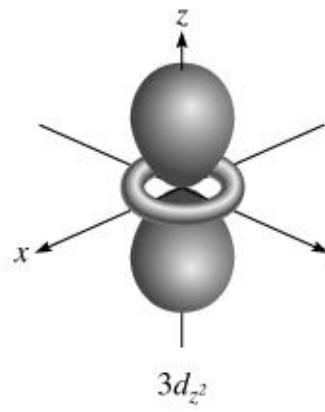
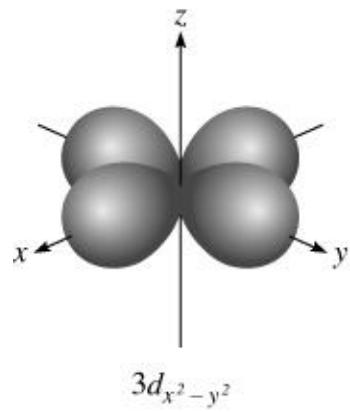
$l = 0$  (orbital s)



$l = 1$  (orbital p)



$I = 2$  (orbital d)



# Persamaan gelombang Schrodinger

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

Bilangan kuantum magnetik  $m_l$

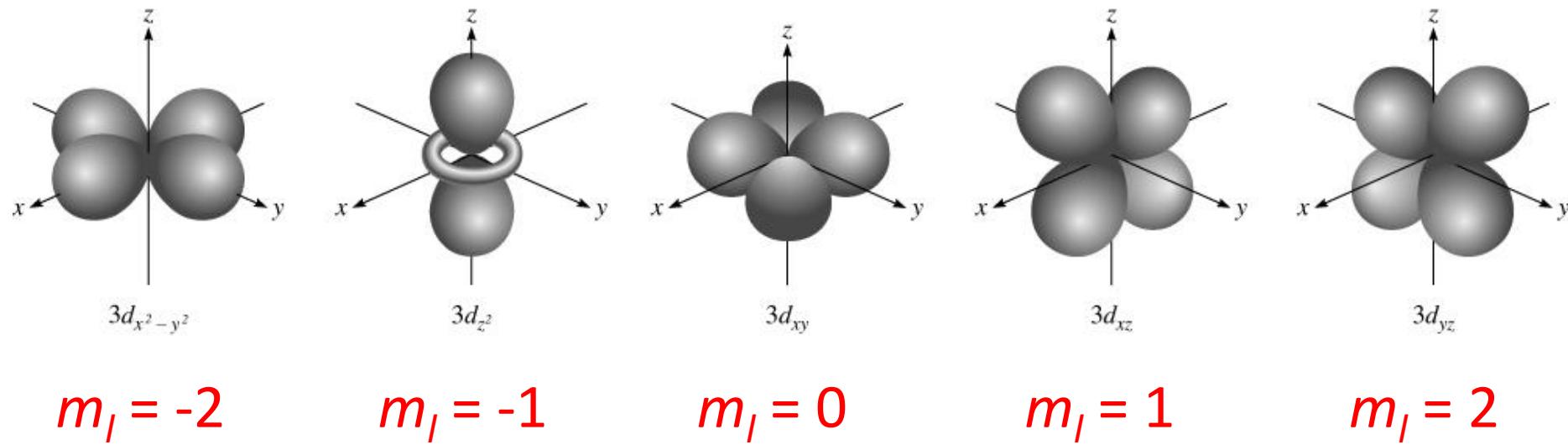
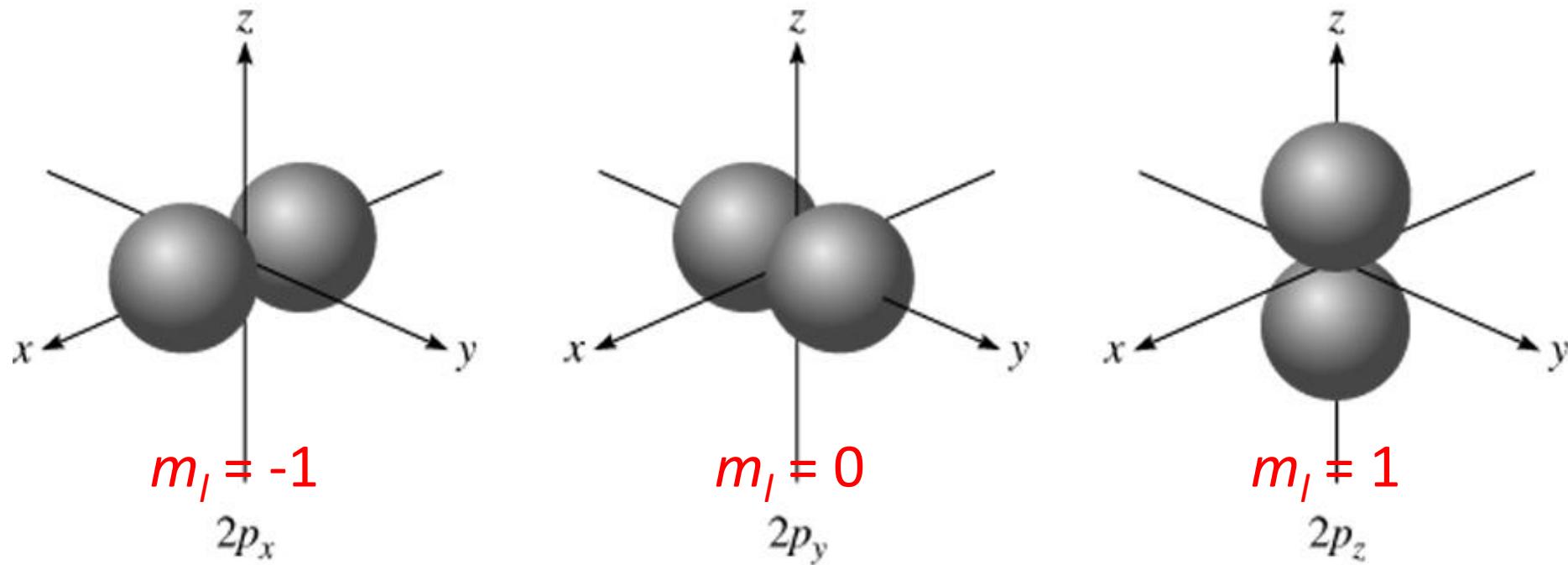
Untuk / tertentu

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots +l$$

Bila  $l = 1$  (orbital p),  $m_l = -1, 0, \text{ atau } 1$

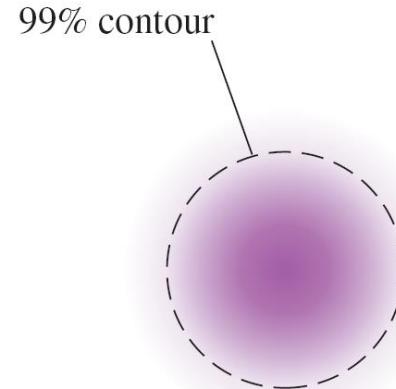
Bila  $l = 2$  (orbital d),  $m_l = -2, -1, 0, 1, \text{ atau } 2$

Orientasi dari orbital dalam ruang

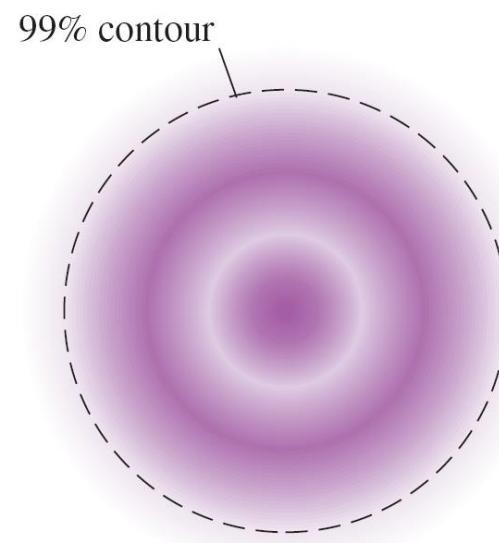


## Bentuk orbital s: bola

Penampang lintang dari orbital 1s dan 2s yang berbeda ukuran.

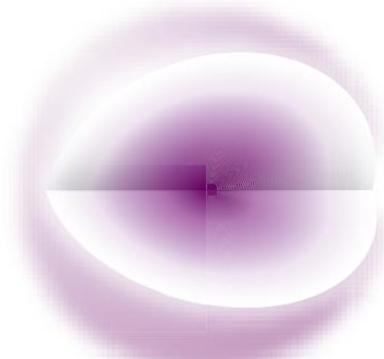


**1s orbital**

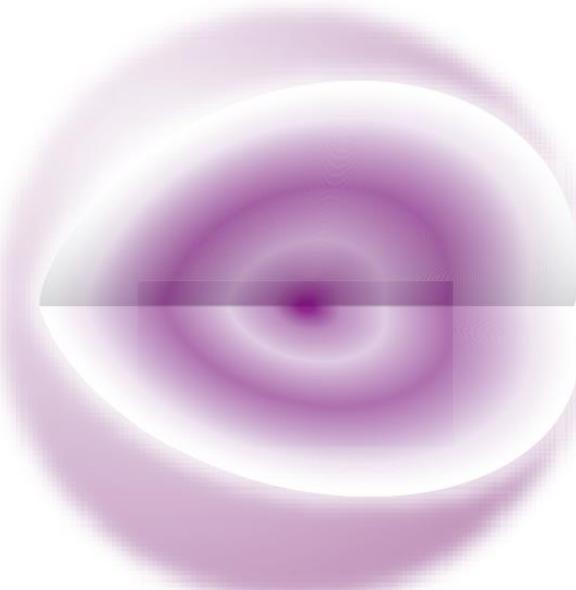


**2s orbital**

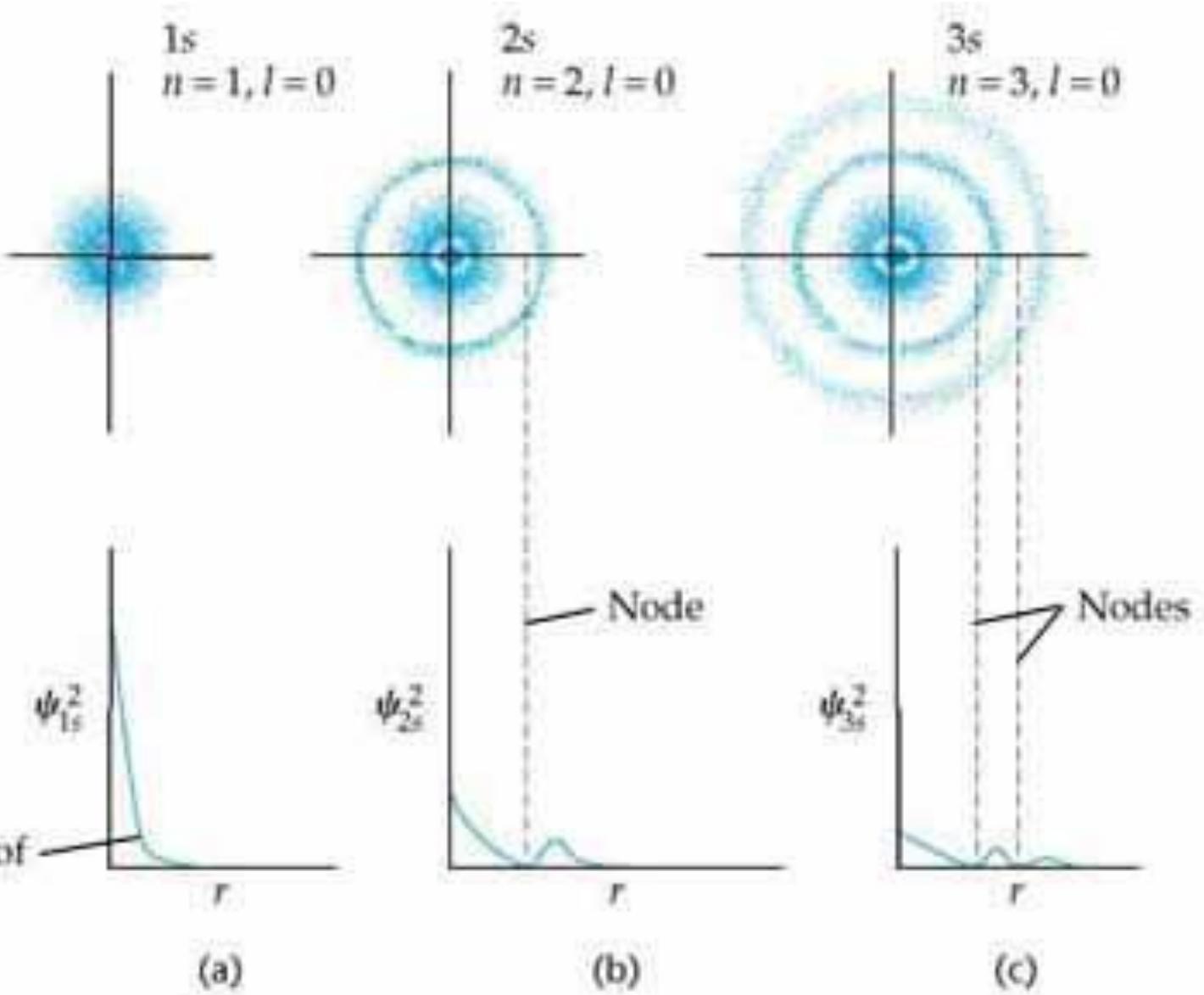
Bentuk 3-dimensi orbital  
1s dan 2s



1s orbital



2s orbital

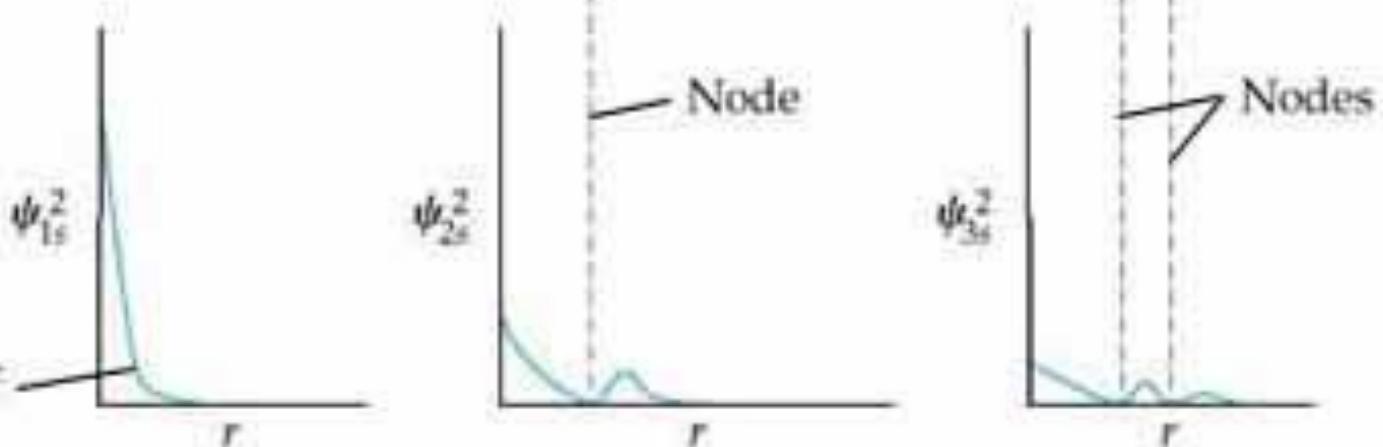


Height of graph  
indicates density of  
dots as we move  
from origin

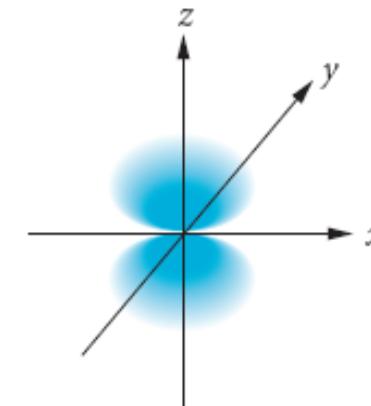
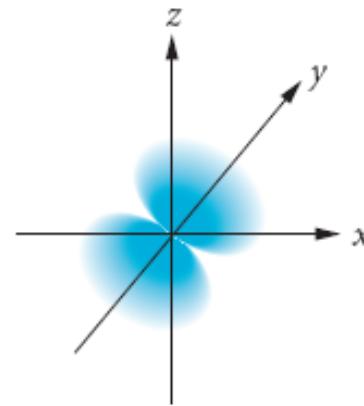
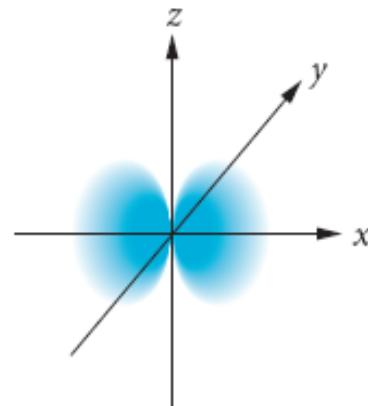
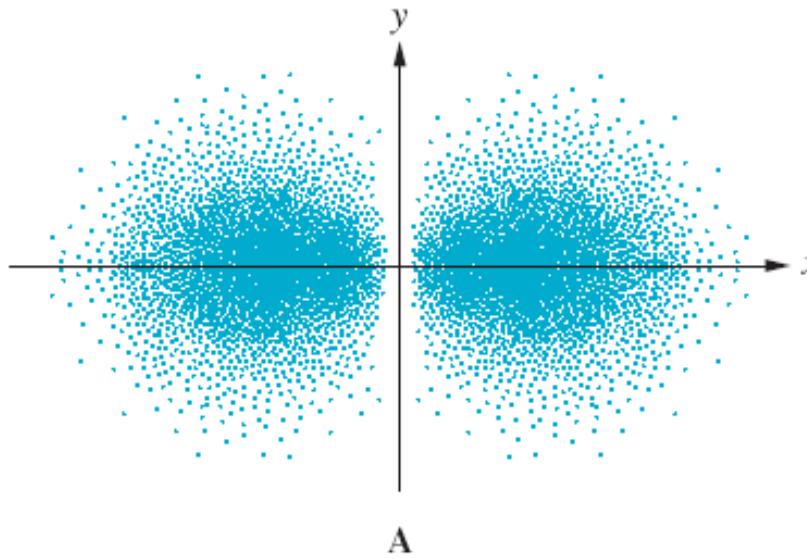
(a)

(b)

(c)



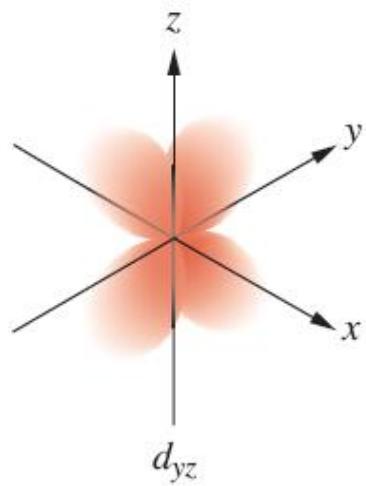
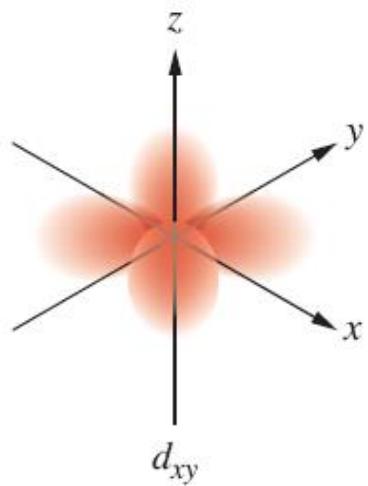
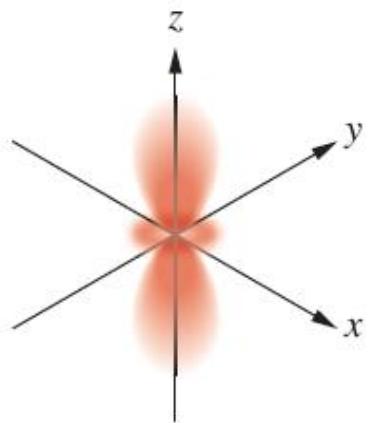
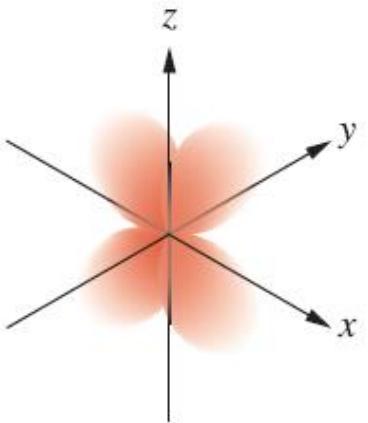
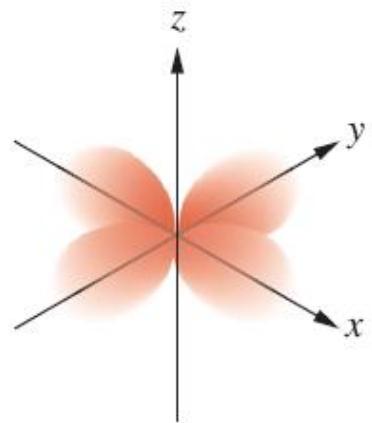
# Bentuk 3 orbital $p$



B

# Bentuk 5 orbital *d*

Shape o

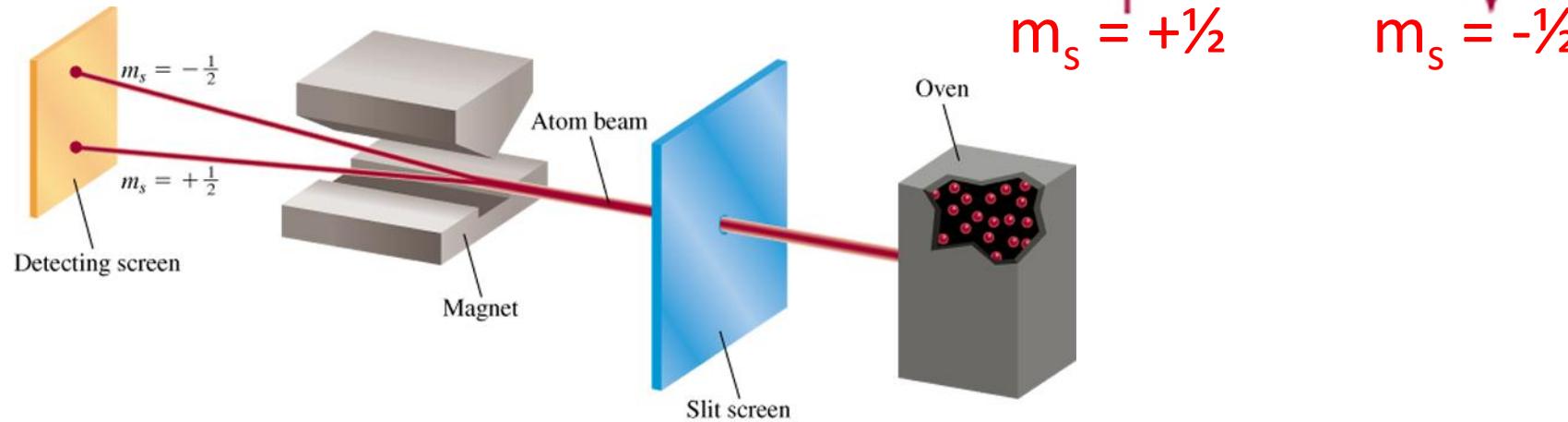
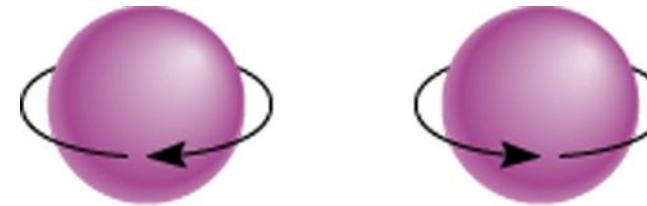


# Persamaan gelombang Schrodinger

$$\Psi = f(n, l, m_l, \textcolor{red}{m}_s)$$

Bilangan kuantum spin  $m_s$

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



# Bilangan kuantum Schrodinger

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

Eksistensi (dan energi) elektron dalam atom diuraikan dari fungsi gelombang  $\Psi$  yang **unik**.

**Prinsip ekslusif Pauli** – tidak ada 2 elektron dalam atom yang mempunyai 4 bilangan kuantum yang **sama** .



Tiap kursi mempunyai identifikasi yang unik (E, R12, S8)  
Tiap kursi hanya untuk 1 orang

**Table 6.1** Letter designations for naming orbitals

<b><math>\ell</math>-value</b>	0	1	2	3	4
<b>Letter designation</b>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>

**TABLE 7.2****Relation Between Quantum Numbers and Atomic Orbitals**

<b><i>n</i></b>	<b><i>ℓ</i></b>	<b><i>m<sub>ℓ</sub></i></b>	<b>Number of Orbitals</b>	<b>Atomic Orbital Designations</b>
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1, 0, 1	3	2p <sub>x</sub> , 2p <sub>y</sub> , 2p <sub>z</sub>
3	0	0	1	3s
	1	-1, 0, 1	3	3p <sub>x</sub> , 3p <sub>y</sub> , 3p <sub>z</sub>
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	3d <sub>xy</sub> , 3d <sub>yz</sub> , 3d <sub>xz</sub> , 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 3d <sub>z<sup>2</sup></sub>
.	.	.	.	.
.	.	.	.	.
.	.	.	.	.

# Fungsi gelombang Schrodinger

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

Kulit – elektron dengan nilai  $n$  yang sama

Subkulit – elektron dengan nilai  $n$  **dan**  $l$  yang sama

Orbital – elektron dengan nilai  $n$ ,  $l$ , **dan**  $m_l$  yang sama

Berapa banyak elektron dalam 1 orbital?

Bila  $n$ ,  $l$ , dan  $m_l$  tertentu, maka  $m_s = \frac{1}{2}$  atau  $-\frac{1}{2}$

$$\Psi = (n, l, m_l, \frac{1}{2}) \quad \text{atau} \quad \Psi = (n, l, m_l, -\frac{1}{2})$$

Jadi 1 orbital dapat memuat 2 elektron

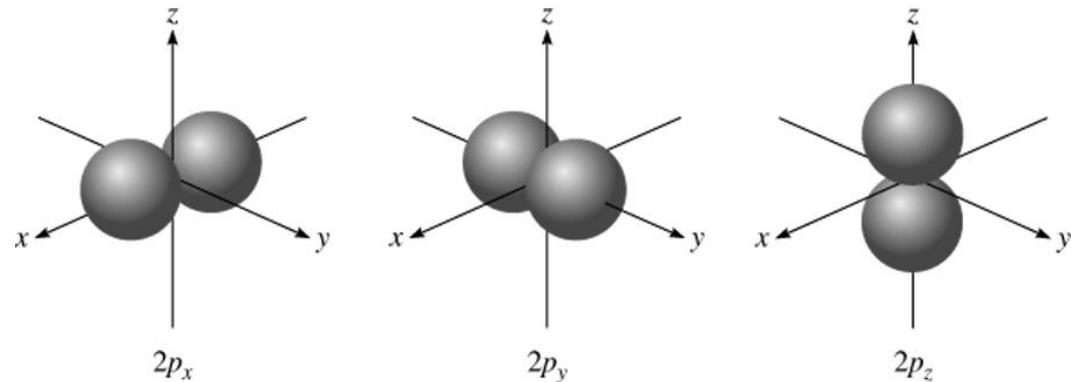
Berapa orbital 2p yang terdapat dalam atom?

n=2

↓  
2p  
↑  
 $l = 1$

Bila  $l = 1$ , maka  $m_l = -1, 0$ , atau  $+1$

3 orbital



Hitung jumlah elektron yang dapat berada dalam subkulit 3d?

n=3

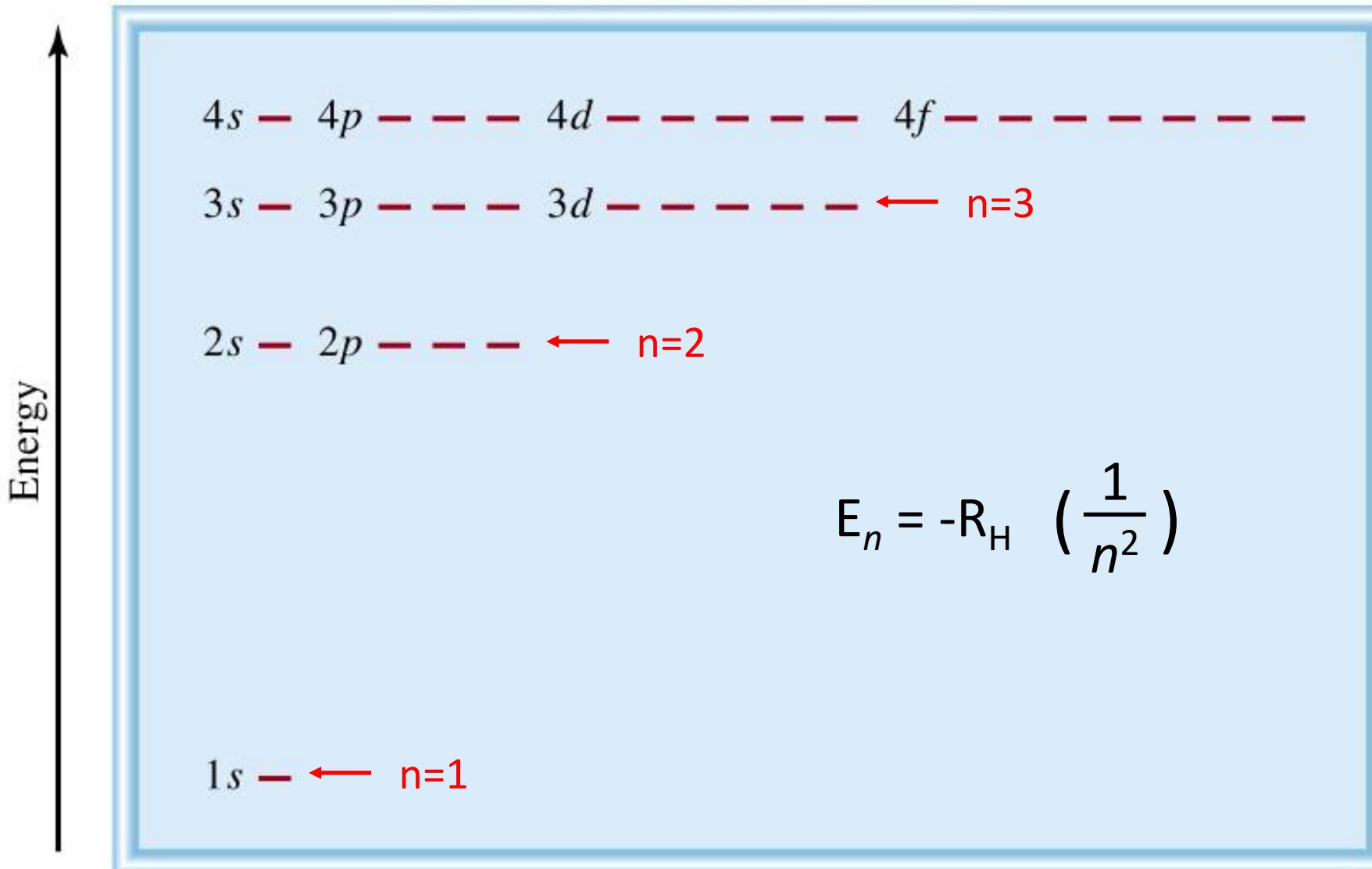
↓  
3d  
↑  
 $l = 2$

Bila  $l = 2$ , maka  $m_l = -2, -1, 0, +1$ , atau  $+2$

5 orbital memuat 10 e<sup>-</sup>

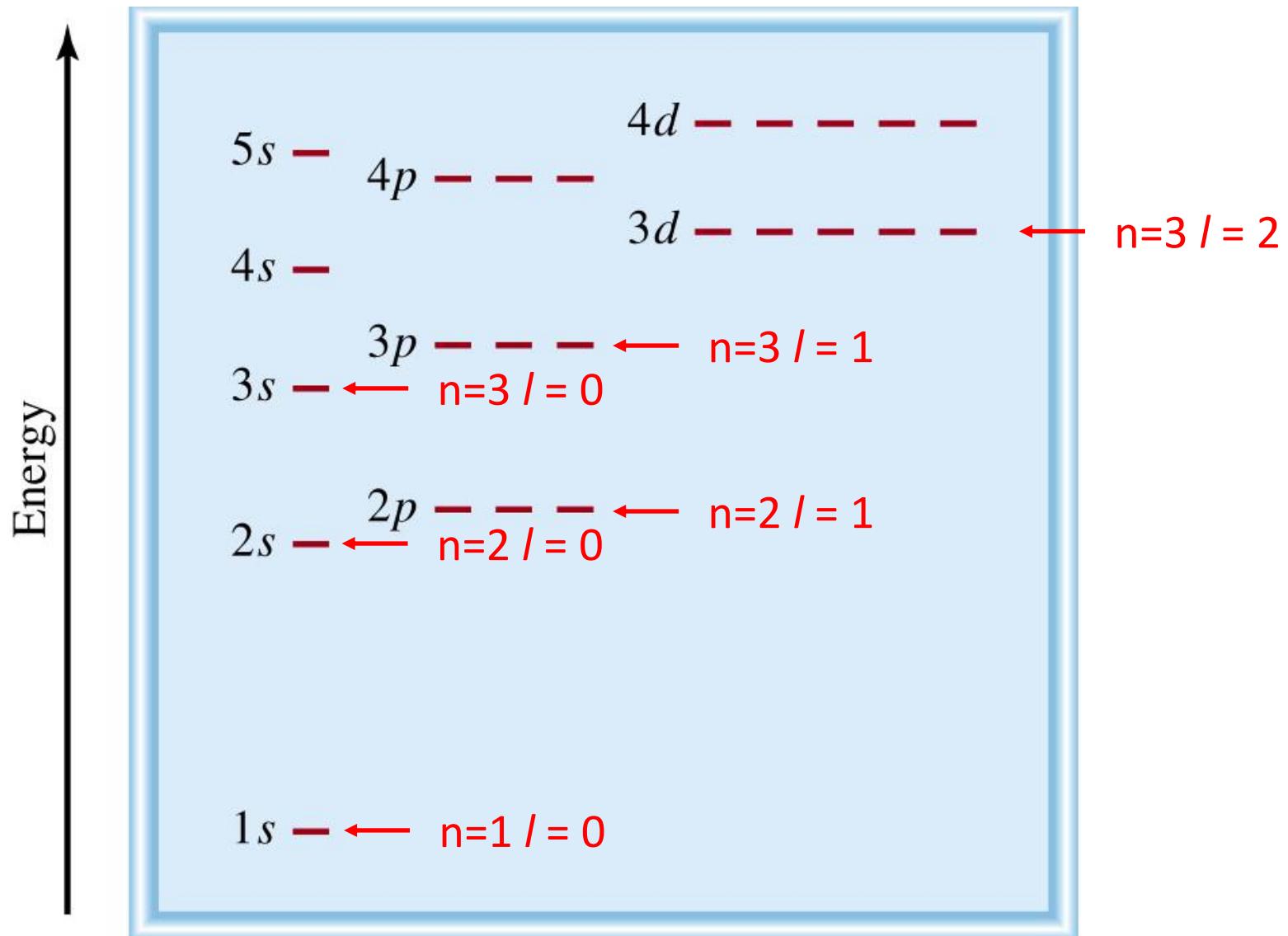
# Energi orbital dalam atom dengan elektron tunggal

Energi HANYA bergantung pada bilangan kuantum utama ***n***

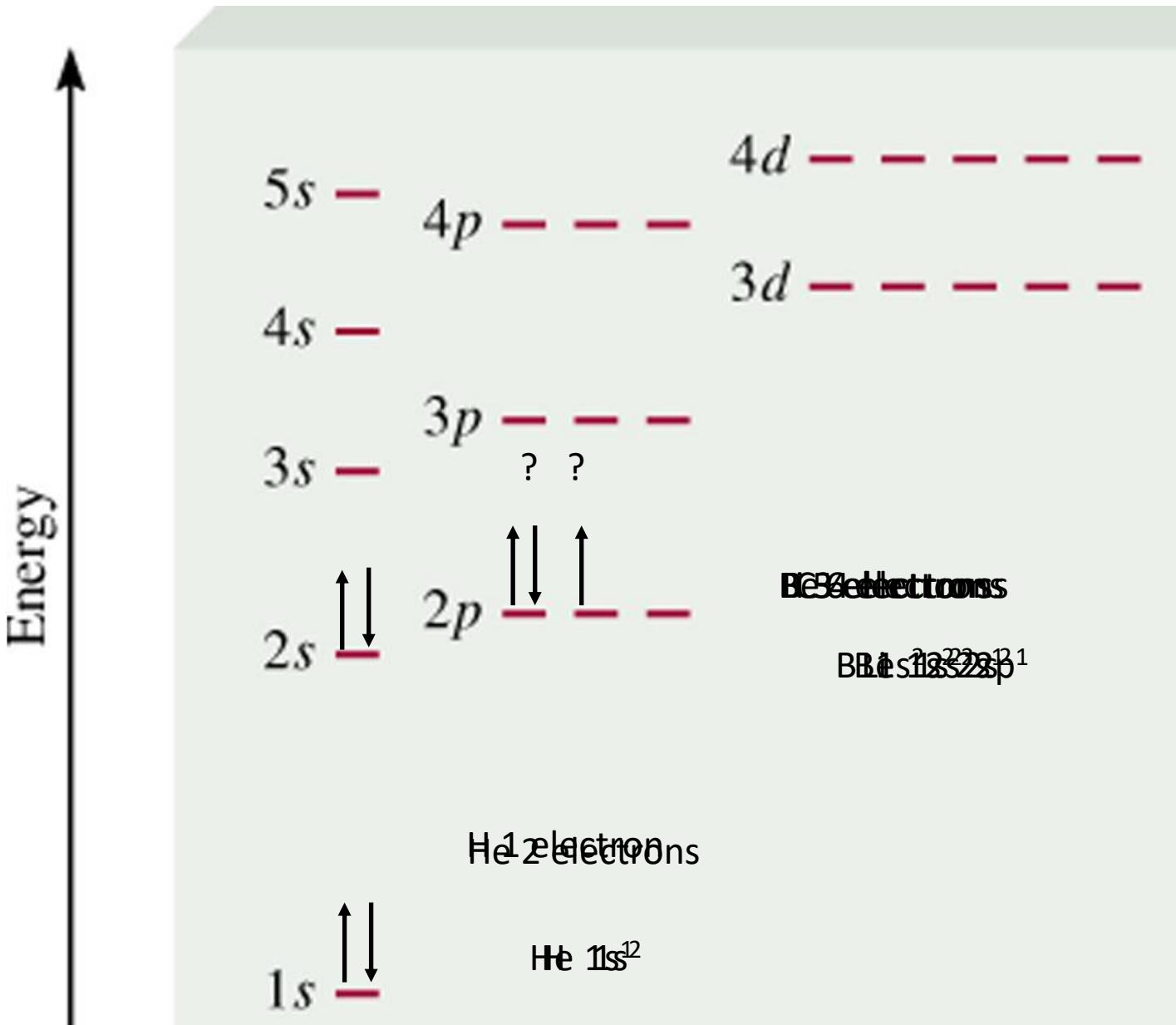


# Energi orbital dalam atom dengan *multi*-elektron

Energi bergantung pada *n* dan *l*

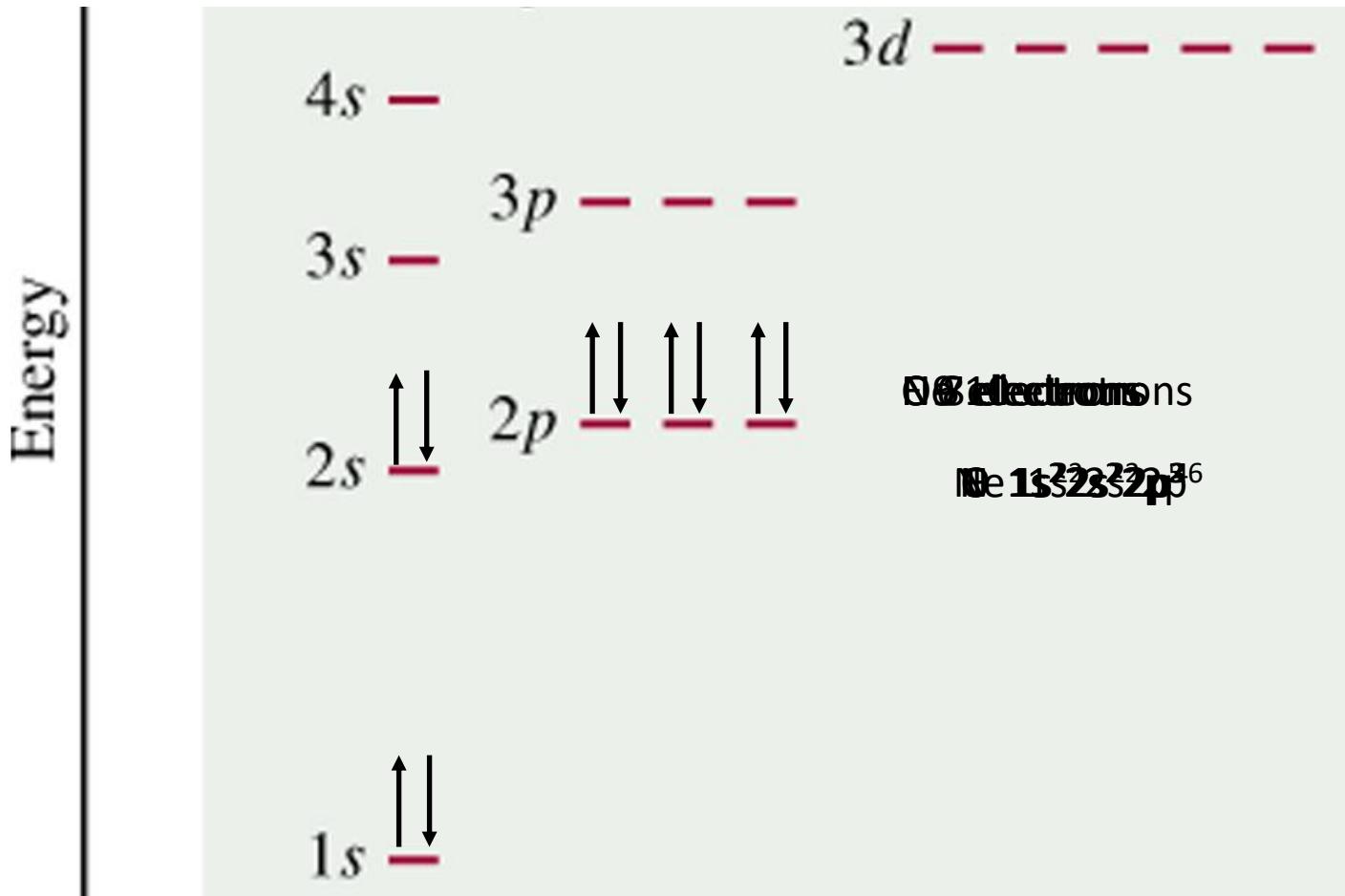


"Isi" elektron dalam orbital energi terendah (*Aufbau principle*)

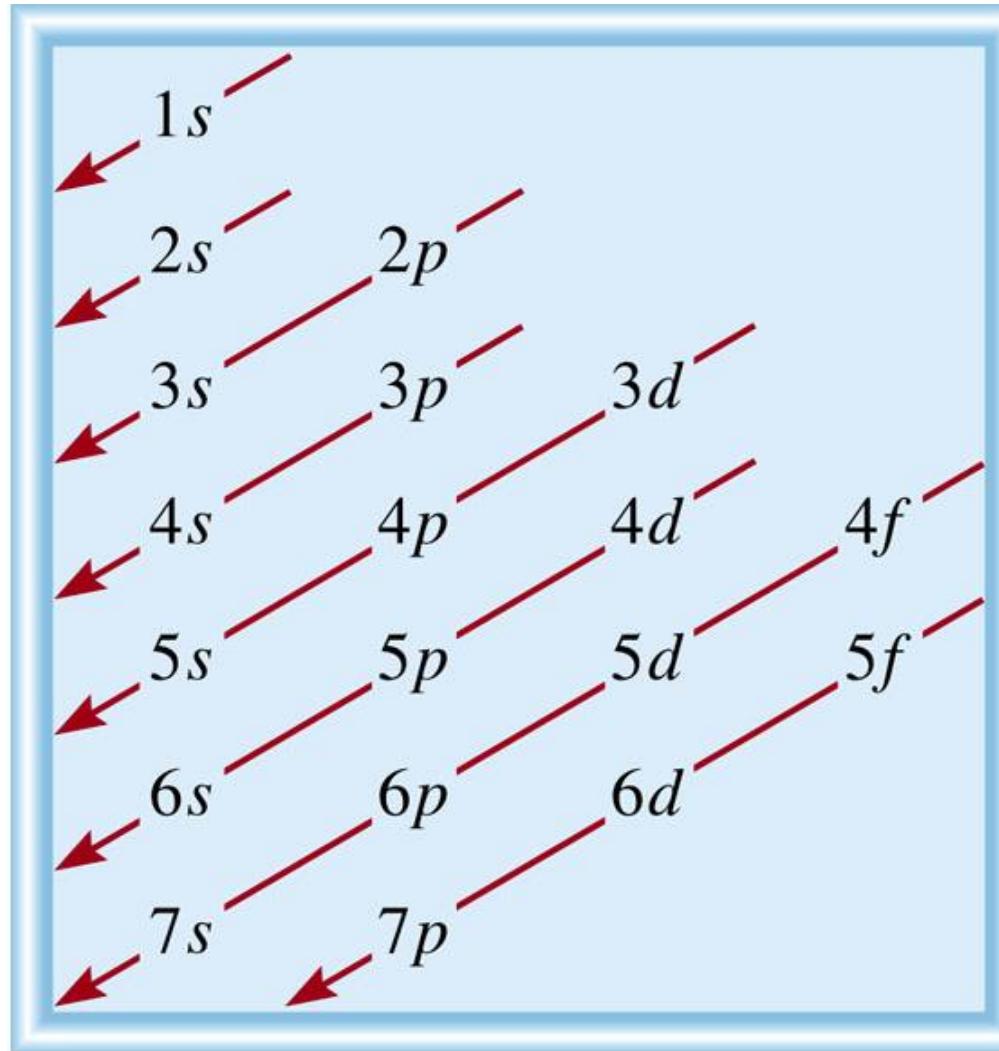


## ATURAN HUND

Pengisian elektron dalam sub-kulit paling stabil bila elektron mempunyai spin yang paralel



# Aturan pengisian orbital dalam atom dengan multi-elektron

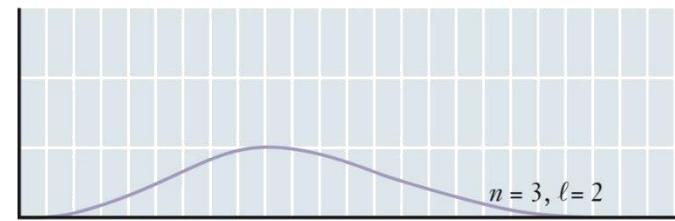
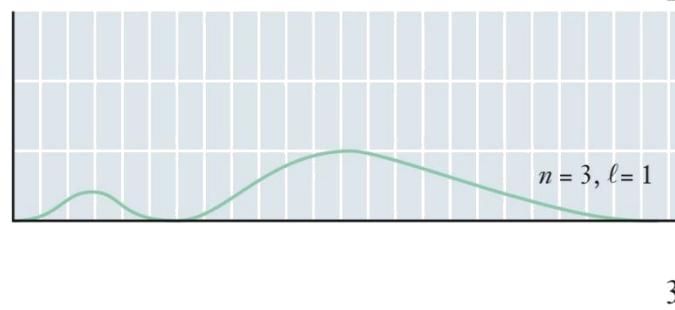
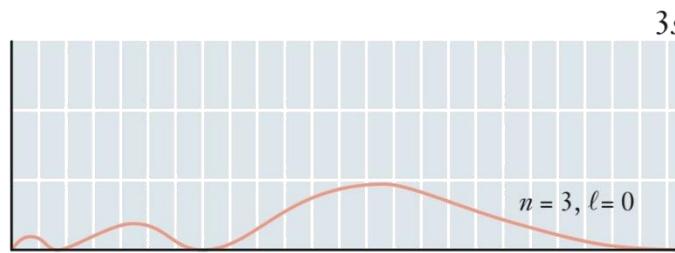
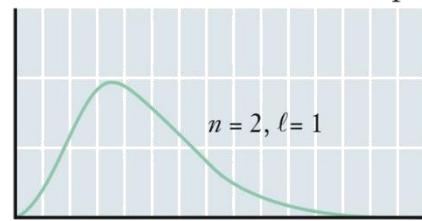
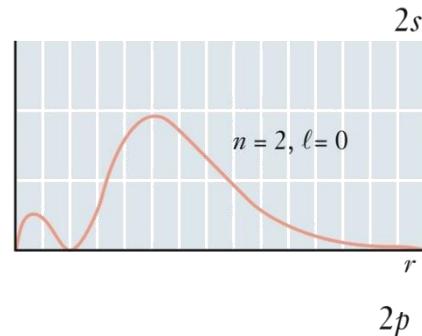
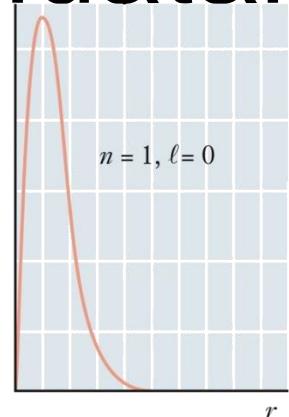


$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s$

# Energi orbital

- Elektron pada orbital yang lebih kecil ditahan lebih kuat dan memiliki energi lebih rendah
  - Ukuran orbital meningkat seiring peningkatan nilai  $n$
  - Ini benar untuk atom hidrogen tetapi tidak sepenuhnya benar untuk atom multielektron
    - Ketika muatan inti meningkat, ukuran orbital berkurang
    - Elektron berinteraksi dengan elektron lain dan inti bermuatan positif
- Untuk elektron pada orbital lebih besar, muatan yang dirasakan adalah kombinasi dari **muatan inti aktual** dan muatan elektron penyeimbang pada orbital lebih rendah
  - Penutupan muatan inti disebut **perisai (*shielding*)**
  - Perisai menghasilkan pengurangan muatan (**muatan inti efektif**)

# Muatan inti efektif



© Cengage Learning. All Rights Reserved.

Catatan: elektron yang berada pada posisi orbital dengan energi muatan inti efektif rendah akan mudah lepas

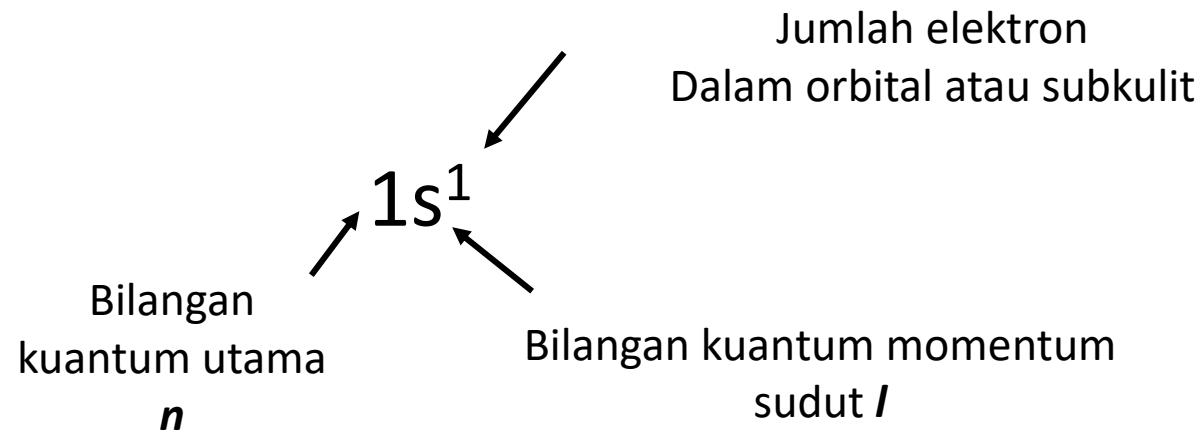
- Muatan inti efektif memungkinkan untuk memahami urutan energi orbital
  - Orbital 2s: lokal minimum dekat dengan inti sehingga elektron memiliki muatan inti efektif tinggi
  - Orbital 2p tidak memiliki lokal minimum dekat dengan inti orbital 2s (muatan inti efektif elektron 2p lebih rendah)
- Konfigurasi elektron atom ditulis dalam urutan energi orbital

**TABLE 7.1****Permissible Values of Quantum Numbers for Atomic Orbitals**

<i>n</i>	<i>l</i>	$m_l^*$	Subshell Notation	Number of Orbitals in the Subshell
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
2	1	-1, 0, +1	2p	3
3	0	0	3s	1
3	1	-1, 0, +1	3p	3
3	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d	5
4	0	0	4s	1
4	1	-1, 0, +1	4p	3
4	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	5
4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	7

\*Any one of the  $m_l$  quantum numbers may be associated with the *n* and *l* quantum numbers on the same line.

**Konfigurasi elektron** adalah bagaimana elektron didistribusi antara berbagai orbital atom dalam atom.



## Diagram orbital



Tuliskan konfigurasi elektron dari Mg?

Mg 12 elektron

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s$$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \quad 2 + 2 + 6 + 2 = 12 \text{ elektron}$$

Disingkat sebagai [Ne]3s<sup>2</sup> [Ne] 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>

Tuliskan bilangan kuantum yang mungkin untuk elektron terluar (*outermost*) dari Cl?

Cl 17 elektron

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s$$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

$$2 + 2 + 6 + 2 + 5 = 17 \text{ elektron}$$

Elektron terluar ada di orbital 3p

$$n = 3$$

$$l = 1$$

$$m_l = -1, 0, \text{ atau } +1$$

$$m_s = \frac{1}{2} \text{ atau } -\frac{1}{2}$$

subshell terluar yang diisi elektron

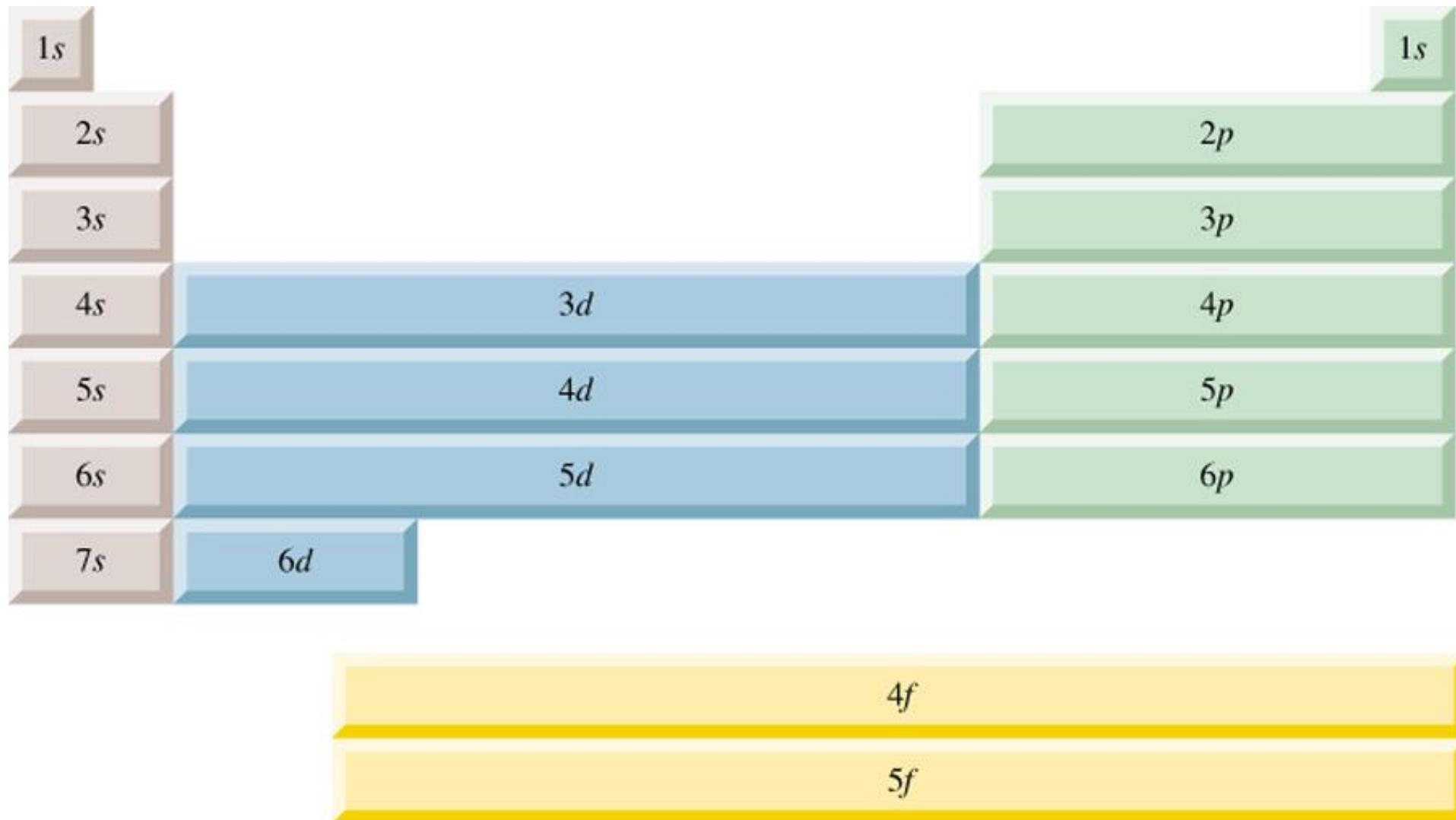
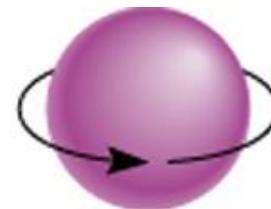
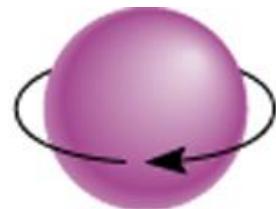
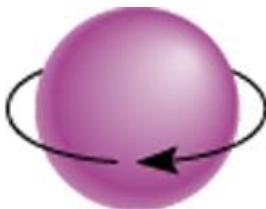
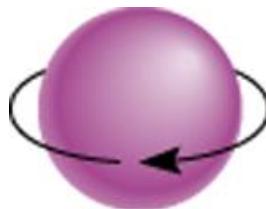


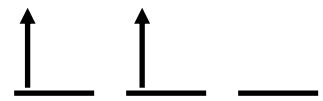
TABLE 7.3 The Ground-State Electron Configurations of the Elements\*

Atomic Number	Symbol	Electron Configuration	Atomic Number	Symbol	Electron Configuration	Atomic Number	Symbol	Electron Configuration
1	H	$1s^1$	38	Sr	$[Kr]5s^2$	75	Re	$[Xe]6s^24f^{14}5d^5$
2	He	$1s^2$	39	Y	$[Kr]5s^24d^1$	76	Os	$[Xe]6s^24f^{14}5d^6$
3	Li	$[He]2s^1$	40	Zr	$[Kr]5s^24d^2$	77	Ir	$[Xe]6s^24f^{14}5d^7$
4	Be	$[He]2s^2$	41	Nb	$[Kr]5s^14d^4$	78	Pt	$[Xe]6s^14f^{14}5d^9$
5	B	$[He]2s^22p^1$	42	Mo	$[Kr]5s^14d^5$	79	Au	$[Xe]6s^14f^{14}5d^{10}$
6	C	$[He]2s^22p^2$	43	Tc	$[Kr]5s^24d^5$	80	Hg	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}$
7	N	$[He]2s^22p^3$	44	Ru	$[Kr]5s^14d^7$	81	Tl	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$
8	O	$[He]2s^22p^4$	45	Rh	$[Kr]5s^14d^8$	82	Pb	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$
9	F	$[He]2s^22p^5$	46	Pd	$[Kr]4d^{10}$	83	Bi	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^3$
10	Ne	$[He]2s^22p^6$	47	Ag	$[Kr]5s^14d^{10}$	84	Po	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^4$
11	Na	$[Ne]3s^1$	48	Cd	$[Kr]5s^24d^{10}$	85	At	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^5$
12	Mg	$[Ne]3s^2$	49	In	$[Kr]5s^24d^{10}5p^1$	86	Rn	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$
13	Al	$[Ne]3s^23p^1$	50	Sn	$[Kr]5s^24d^{10}5p^2$	87	Fr	$[Rn]7s^1$
14	Si	$[Ne]3s^23p^2$	51	Sb	$[Kr]5s^24d^{10}5p^3$	88	Ra	$[Rn]7s^2$
15	P	$[Ne]3s^23p^3$	52	Te	$[Kr]5s^24d^{10}5p^4$	89	Ac	$[Rn]7s^26d^1$
16	S	$[Ne]3s^23p^4$	53	I	$[Kr]5s^24d^{10}5p^5$	90	Th	$[Rn]7s^26d^2$
17	Cl	$[Ne]3s^23p^5$	54	Xe	$[Kr]5s^24d^{10}5p^6$	91	Pa	$[Rn]7s^25f^26d^1$
18	Ar	$[Ne]3s^23p^6$	55	Cs	$[Xe]6s^1$	92	U	$[Rn]7s^25f^36d^1$
19	K	$[Ar]4s^1$	56	Ba	$[Xe]6s^2$	93	Np	$[Rn]7s^25f^46d^1$
20	Ca	$[Ar]4s^2$	57	La	$[Xe]6s^25d^1$	94	Pu	$[Rn]7s^25f^6$



### Paramagnetik

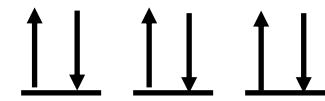
Elektron tidak berpasangan



2p

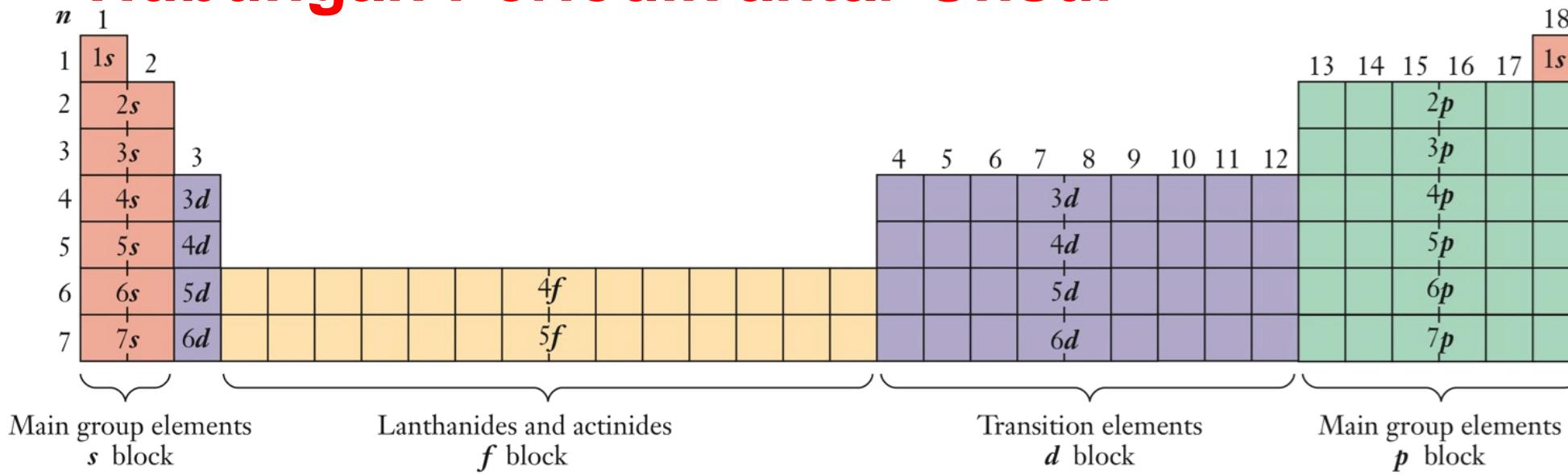
### Diamagnetik

Semua elektron berpasangan



2p

# Hubungan Periodik antar Unsur



© Cengage Learning. All Rights Reserved.

- Menggunakan pemahaman orbital dan struktur atom, dimungkinkan untuk menjelaskan beberapa sifat periodik
  - Ukuran atom
  - Energi ionisasi
  - Afinitas elektron

# Tabel berkala

- Elektron dalam, yang terletak lebih dekat ke inti, disebut sebagai **elektron inti**
  - Elektron inti dapat diwakili oleh simbol atom dari unsur gas mulia dengan konfigurasi elektronik yang sama
- Elektron luar biasanya disebut sebagai **elektron valensi**
  - Elektron valensi ditunjukkan secara eksplisit
  - Elektron valensi menentukan kereaktifan

# Tabel berkala

- Tabel periodik dan konfigurasi elektronik yang diprediksi menggunakan mekanika kuantum
  - Tabel berkala dipecah menjadi **blok s, p, d, dan f**
  - Unsur-unsur dalam setiap blok mirip karena elektron mengisi orbital subkulit yang sama
  - Struktur tabel berkala dapat digunakan untuk memprediksi konfigurasi elektron untuk sebagian besar elemen

## Konfigurasi elektron unsur pada keadaan dasar

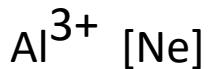
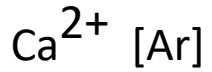
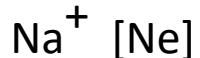
		<b>ns<sup>1</sup></b>																		
1	A	1 <b>H</b> 1s <sup>1</sup>	2 2A																	
2		3 <b>Li</b> 2s <sup>1</sup>	4 <b>Be</b> 2s <sup>2</sup>																	
3		11 <b>Na</b> 3s <sup>1</sup>	12 <b>Mg</b> 3s <sup>2</sup>	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	11	12					8 8A		
4		19 <b>K</b> 4s <sup>1</sup>	20 <b>Ca</b> 4s <sup>2</sup>	21 <b>Sc</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>	22 <b>Ti</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>	23 <b>V</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>	24 <b>Cr</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>	25 <b>Mn</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>	26 <b>Fe</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>	27 <b>Co</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>	28 <b>Ni</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>	29 <b>Cu</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup>	30 <b>Zn</b> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup>	31 <b>Ga</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	32 <b>Ge</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	33 <b>As</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	34 <b>Se</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	35 <b>Br</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	36 <b>Kr</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	
5		37 <b>Rb</b> 5s <sup>1</sup>	38 <b>Sr</b> 5s <sup>2</sup>	39 <b>Y</b> 5s <sup>2</sup> 4d <sup>1</sup>	40 <b>Zr</b> 5s <sup>2</sup> 4d <sup>2</sup>	41 <b>Nb</b> 5s <sup>1</sup> 4d <sup>4</sup>	42 <b>Mo</b> 5s <sup>1</sup> 4d <sup>5</sup>	43 <b>Tc</b> 5s <sup>1</sup> 4d <sup>6</sup>	44 <b>Ru</b> 5s <sup>1</sup> 4d <sup>7</sup>	45 <b>Rh</b> 5s <sup>1</sup> 4d <sup>8</sup>	46 <b>Pd</b> 4d <sup>10</sup>	47 <b>Ag</b> 5s <sup>1</sup> 4d <sup>10</sup>	48 <b>Cd</b> 5s <sup>1</sup> 4d <sup>10</sup>	49 <b>In</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	50 <b>Sn</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	51 <b>Sb</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	52 <b>Te</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	53 <b>I</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	54 <b>Xe</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>	
6		55 <b>Cs</b> 6s <sup>1</sup>	56 <b>Ba</b> 6s <sup>2</sup>	57 <b>La</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>1</sup>	72 <b>Hf</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>2</sup>	73 <b>Ta</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>3</sup>	74 <b>W</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>4</sup>	75 <b>Re</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>5</sup>	76 <b>Os</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>6</sup>	77 <b>Ir</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>7</sup>	78 <b>Pt</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>8</sup>	79 <b>Au</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup>	80 <b>Hg</b> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup>	81 <b>Tl</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>	82 <b>Pb</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>	83 <b>Bi</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	84 <b>Po</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>	85 <b>At</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>	86 <b>Rn</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>	
7		87 <b>Fr</b> 7s <sup>1</sup>	88 <b>Ra</b> 7s <sup>2</sup>	89 <b>Ac</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>	104 <b>Rf</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>2</sup>	105 <b>Db</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>3</sup>	106 <b>Sg</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>4</sup>	107 <b>Bh</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>5</sup>	108 <b>Hs</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>6</sup>	109 <b>Mt</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>7</sup>	110 <b>Ds</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>8</sup>	111 <b>Rg</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>9</sup>	112 7s <sup>2</sup> d <sup>10</sup>	(113)	(114)	(115)	(116)	(117)	(118)	

58 <b>Ce</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>1</sup> 5d <sup>1</sup>	59 <b>Pr</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>2</sup>	60 <b>Nd</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>3</sup>	61 <b>Pm</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>4</sup>	62 <b>Sm</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>5</sup>	63 <b>Eu</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>6</sup>	64 <b>Gd</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup>	65 <b>Tb</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>8</sup>	66 <b>Dy</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>9</sup>	67 <b>Ho</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>10</sup>	68 <b>Er</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>11</sup>	69 <b>Tm</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>12</sup>	70 <b>Yb</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>13</sup>	71 <b>Lu</b> 6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup>
90 <b>Tb</b> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>7</sup>	91 <b>Pa</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>6</sup> 6d <sup>1</sup>	92 <b>U</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>6</sup> 6d <sup>1</sup>	93 <b>Np</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>6</sup> 6d <sup>1</sup>	94 <b>Pu</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>6</sup>	95 <b>Am</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>7</sup>	96 <b>Cm</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>6</sup> 6d <sup>1</sup>	97 <b>Bk</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>6</sup>	98 <b>Cf</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>7</sup>	99 <b>Es</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>11</sup>	100 <b>Fm</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>12</sup>	101 <b>Md</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>13</sup>	102 <b>No</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup>	103 <b>Lr</b> 7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup>

4f

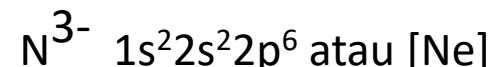
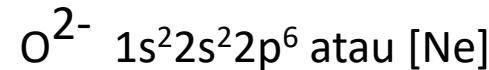
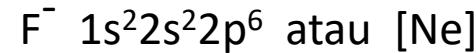
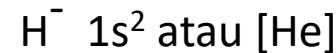
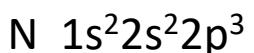
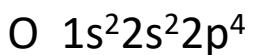
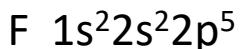
5f

# Konfigurasi elektron dari kation dan anion beberapa unsur



Atom kehilangan elektron sehingga **kation** mempunyai konfigurasi elektron seperti **gas mulia**

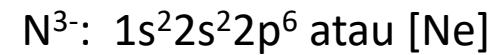
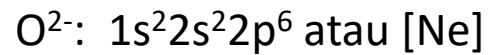
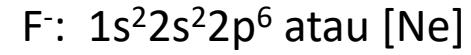
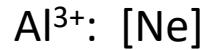
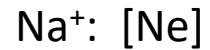
Atom menerima elektron sehingga **anion** mempunyai konfigurasi elektron seperti **gas mulia**



# Kation dan Anion dari unsur-unsur

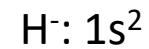
<b>+1</b>	<b>+2</b>									<b>+3</b>	<b>+3</b>	<b>-2</b>	<b>-1</b>				
1A 1 H $1s^1$	2A 2 Be $2s^2$									3A 3 Al $3s^2 3p^1$	4A 4 Si $3s^2 3p^2$	5A 5 P $3s^2 3p^3$	6A 6 S $3s^2 3p^4$	7A 7 Cl $3s^2 3p^5$	8A 8 He $1s^2$		
2 Li $2s^1$										18 3A Na $3s^1$	14 4A Mg $3s^2$	15 5A Al $3s^2 3p^1$	16 6A Si $3s^2 3p^2$	17 7A P $3s^2 3p^3$	18 8A Cl $3s^2 3p^5$		
3 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	3 3B Li $3s^1$	4 4B Be $2s^2$	5 5B B $2s^2 2p^1$	6 6B C $2s^2 2p^2$	7 7B N $2s^2 2p^3$	8 8B O $2s^2 2p^4$	9 9 F $2s^2 2p^5$	10 10 Ne $2s^2 2p^6$								
4 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Se $4s^2 3d^1$	22 Ti $4s^2 3d^1$	23 V $4s^2 3d^3$	24 Cr $4s^2 3d^5$	25 Mn $4s^2 3d^7$	26 Fe $4s^2 3d^6$	27 Co $4s^2 3d^7$	28 Ni $4s^2 3d^8$	29 Cu $4s^2 3d^{10}$	30 Zn $4s^2 3d^10$	31 Ga $4s^2 4p^1$	32 Ge $4s^2 4p^2$	33 As $4s^2 4p^3$	34 Se $4s^2 4p^4$	35 Br $4s^2 4p^5$	36 Kr $4s^2 4p^6$
5 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $5s^2 4d^1$	40 Zr $5s^2 4d^2$	41 Nb $5s^1 4d^4$	42 Mo $5s^1 4d^5$	43 Tc $5s^1 4d^7$	44 Ru $5s^1 4d^8$	45 Rh $5s^1 4d^9$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $5s^1 4d^{10}$	48 Cd $5s^2 4d^{10}$	49 In $5s^2 5p^1$	50 Sn $5s^2 5p^2$	51 Sb $5s^2 5p^3$	52 Te $5s^2 5p^4$	53 I $5s^2 5p^5$	54 Xe $5s^2 5p^6$
6 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La $6s^2 5d^1$	72 Hf $6s^2 5d^2$	73 Ta $6s^2 5d^3$	74 W $6s^2 5d^4$	75 Re $6s^2 5d^5$	76 Os $6s^2 5d^6$	77 Ir $6s^2 5d^7$	78 Pt $6s^2 5d^8$	79 Au $6s^2 5d^{10}$	80 Hg $6s^2 5d^{10}$	81 Tl $6s^2 6p^1$	82 Pb $6s^2 6p^2$	83 Bi $6s^2 6p^3$	84 Po $6s^2 6p^4$	85 At $6s^2 6p^5$	86 Rn $6s^2 6p^6$
7 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac $7s^2 6d^1$	104 Rf $7s^2 6d^2$	105 Db $7s^2 6d^3$	106 Sg $7s^2 6d^4$	107 Bh $7s^2 6d^5$	108 Hs $7s^2 6d^6$	109 Mt $7s^2 6d^7$	110 Ds $7s^2 6d^8$	111 Rg $7s^2 6d^9$	112  $7s^2 6d^{10}$	(113)  $7s^2 7p^1$	(114)  $7s^2 7p^2$	(115)  $7s^2 7p^3$	(116)  $7s^2 7p^4$	(117)  $7s^2 7p^5$	(118)  $7s^2 7p^6$

58 Ce $6s^2 4f^1 5d^1$	59 Pr $6s^2 4f^2$	60 Nd $6s^2 4f^3$	61 Pm $6s^2 4f^4$	62 Sm $6s^2 4f^5$	63 Eu $6s^2 4f^6$	64 Gd $6s^2 4f^7 5d^1$	65 Tb $6s^2 4f^8$	66 Dy $6s^2 4f^{10}$	67 Ho $6s^2 4f^{11}$	68 Er $6s^2 4f^{12}$	69 Tm $6s^2 4f^{13}$	70 Yb $6s^2 4f^{14}$	71 Lu $6s^2 4f^{14} 5d^1$
90 Th $7s^2 6d^2$	91 Pa $7s^2 5f^6 6d^1$	92 U $7s^2 5f^6 6d^1$	93 Np $7s^2 5f^6 6d^0$	94 Pu $7s^2 5f^6$	95 Am $7s^2 5f^7$	96 Cm $7s^2 5f^6 6d^1$	97 Bk $7s^2 5f^6$	98 Cf $7s^2 5f^{10}$	99 Es $7s^2 5f^{11}$	100 Fm $7s^2 5f^{12}$	101 Md $7s^2 5f^{13}$	102 No $7s^2 5f^{14}$	103 Lr $7s^2 5f^{14} 6d^1$



$\text{Na}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$ , dan  $\text{N}^{3-}$  adalah **isoelektronik** dengan Ne

Sebutkan atom netral yang bersifat isoelektronik dengan  $\text{H}^-$



Mempunyai konfigurasi elektronik  
yang sama dengan He

## Konfigurasi elektron dari kation logam transisi

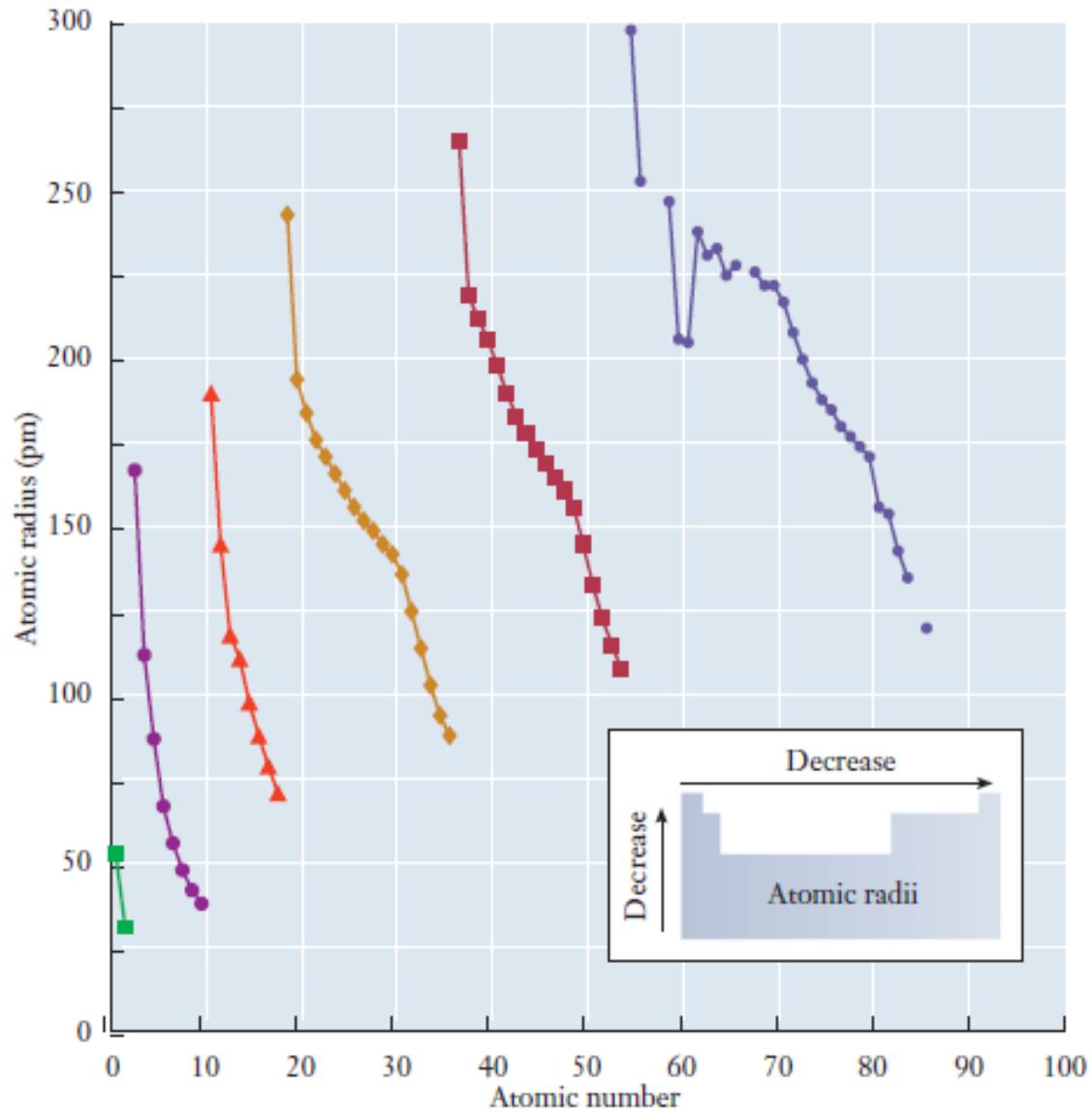
Bila kation terbentuk dari atom logam transisi, elektron selalu keluar dari orbital ***ns*** dahulu, baru kemudian dari orbital ***(n – 1) d***.



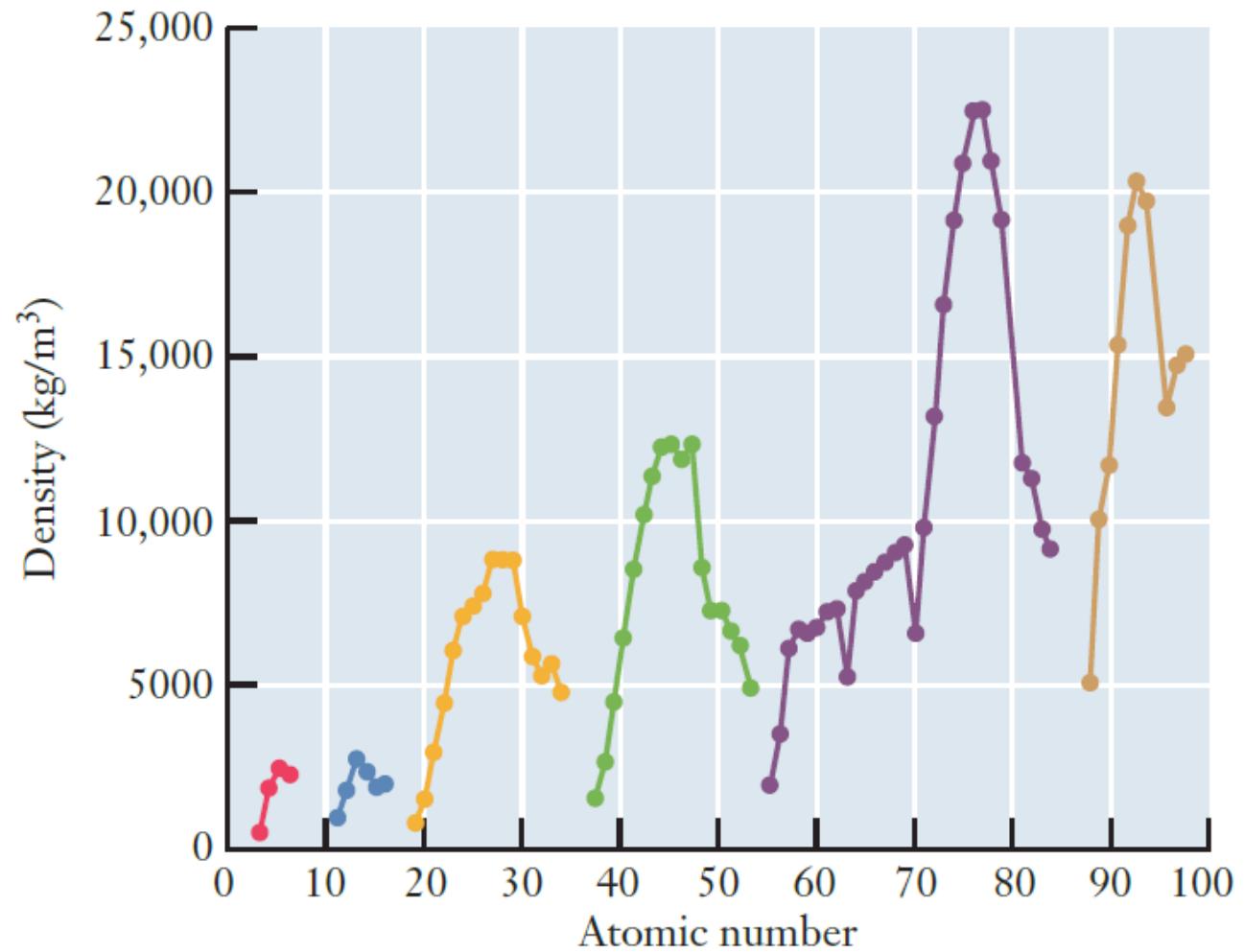
# Ukuran atom

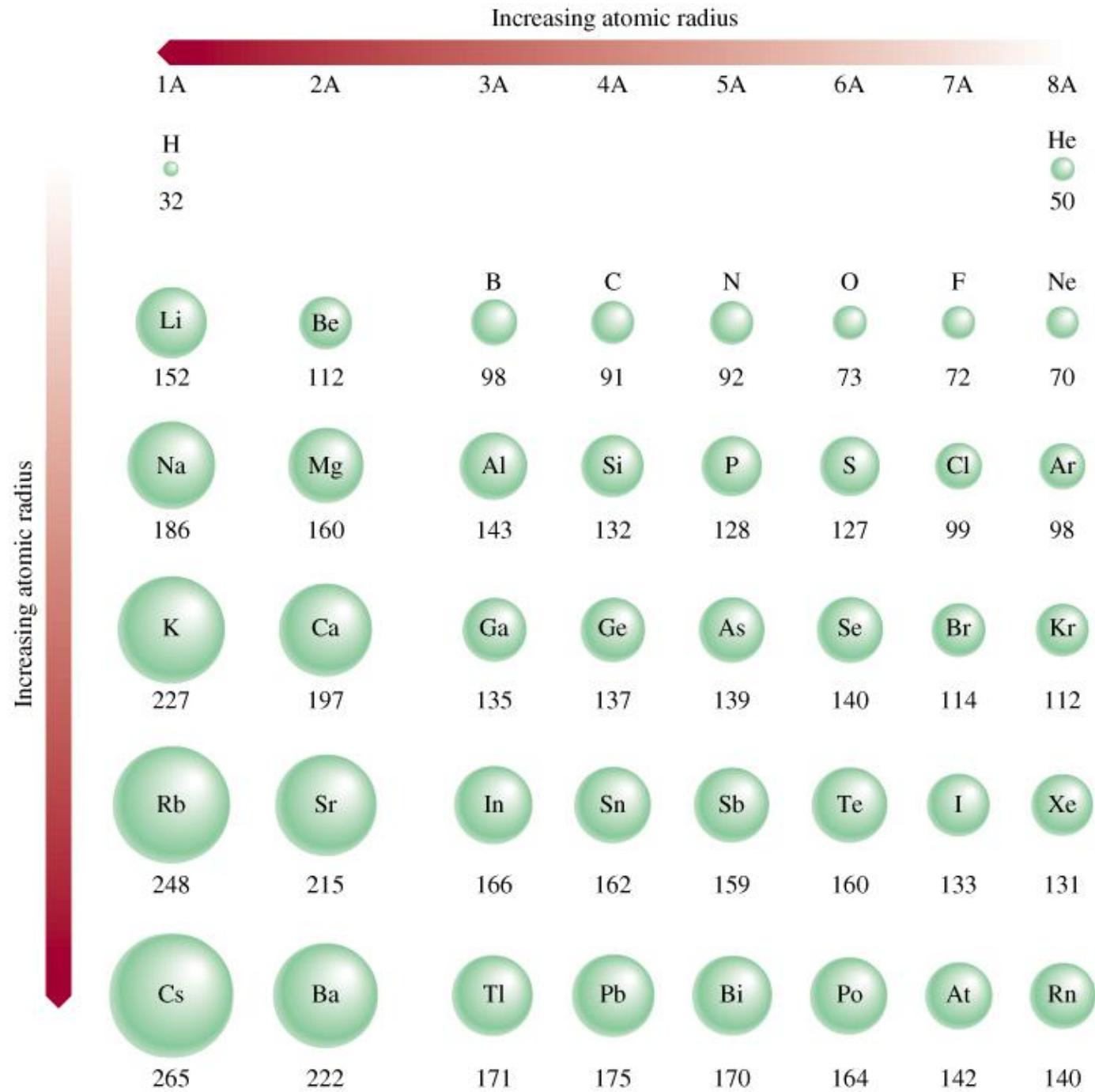
- Kulit tempat elektron valensi ditemukan memengaruhi **ukuran atom**
  - Ukuran orbital valensi meningkat dengan  $n$ , sehingga ukuran atom meningkat dari atas ke bawah pada satu golongan
- Kekuatan interaksi antara inti dan elektron valensi mempengaruhi ukuran atom
  - **Muatan inti efektif** meningkat dari kiri ke kanan pada satu periode, sehingga kekuatan interaksi antara elektron dan inti meningkat
  - Ketika kekuatan interaksi meningkat, elektron valensi ditarik lebih dekat ke inti sehingga mengurangi ukuran atom

# Ukuran atom sebagai fungsi dari nomor atom

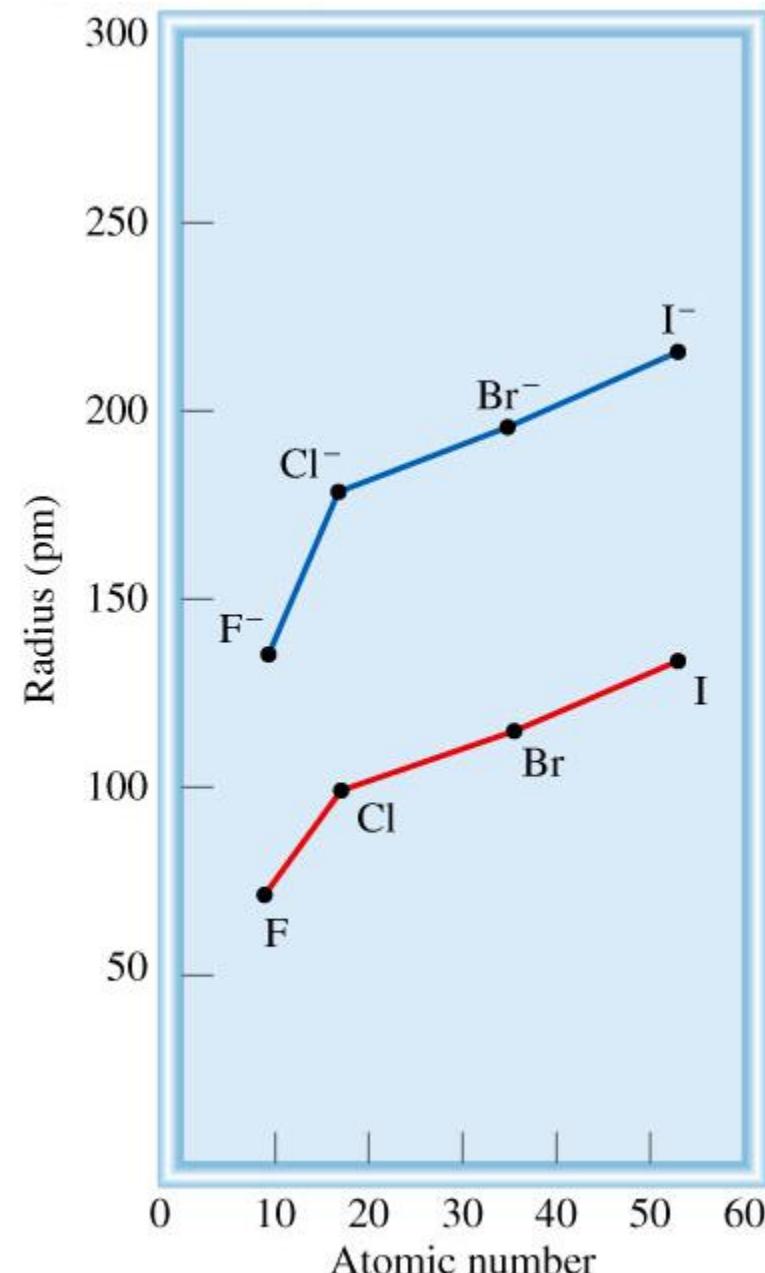
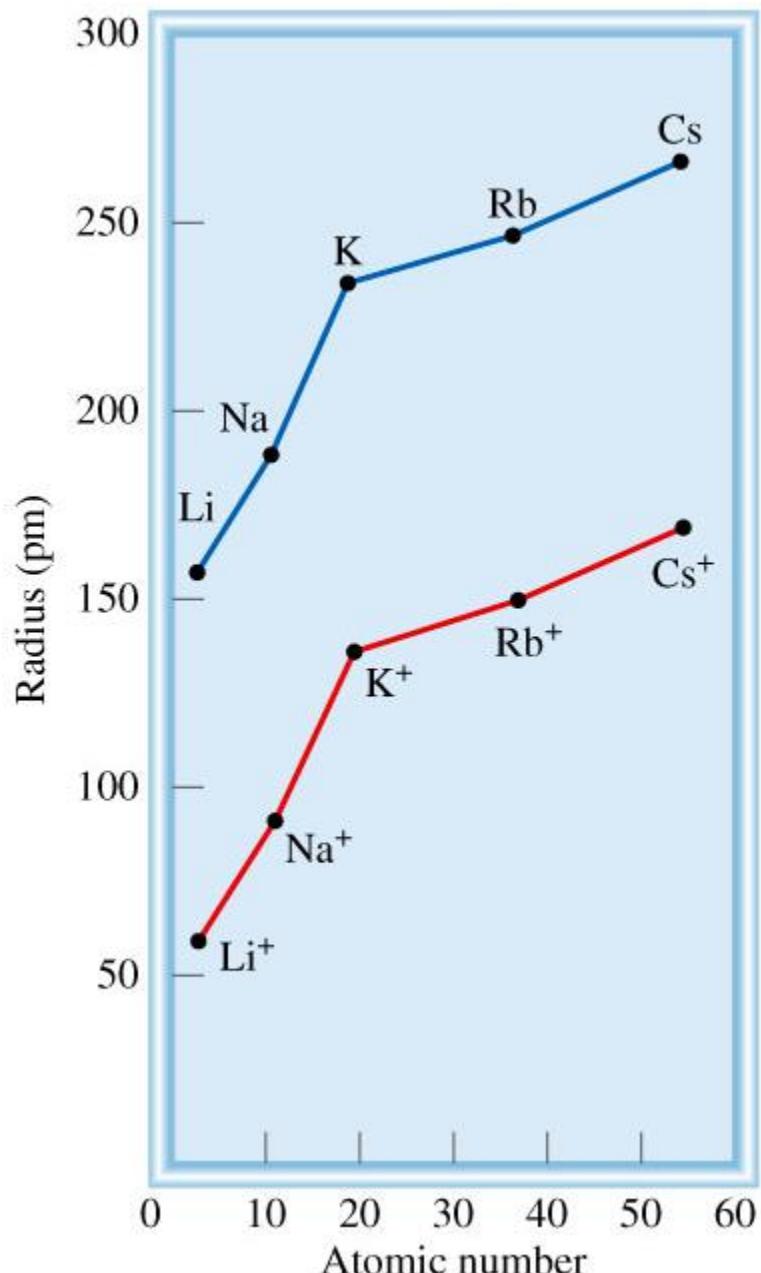


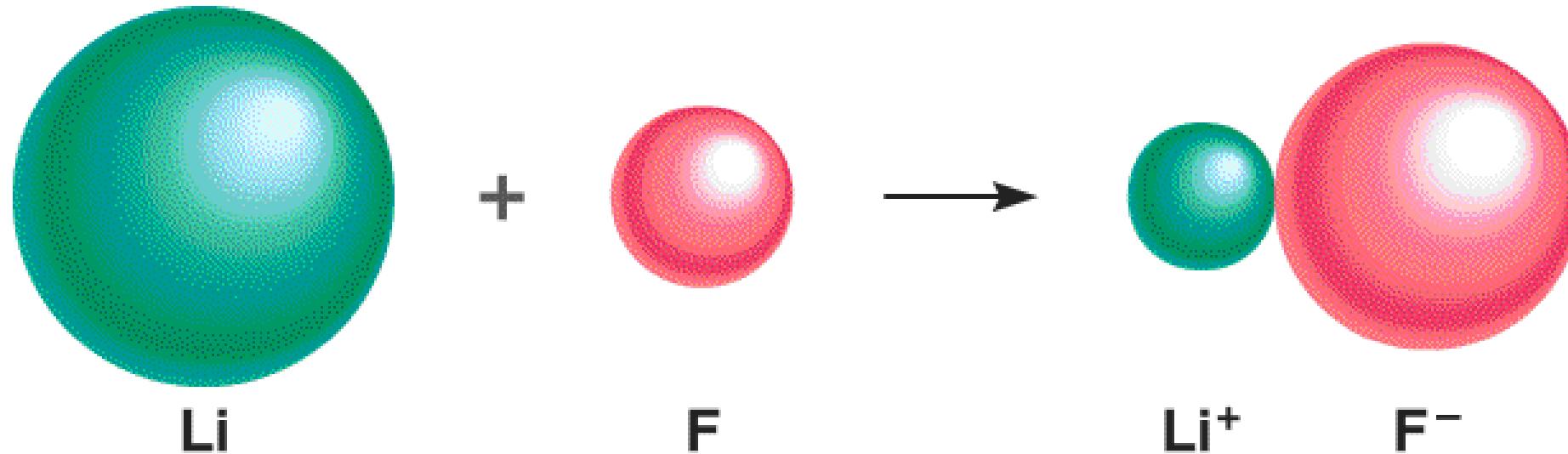
# Kerapatan unsur





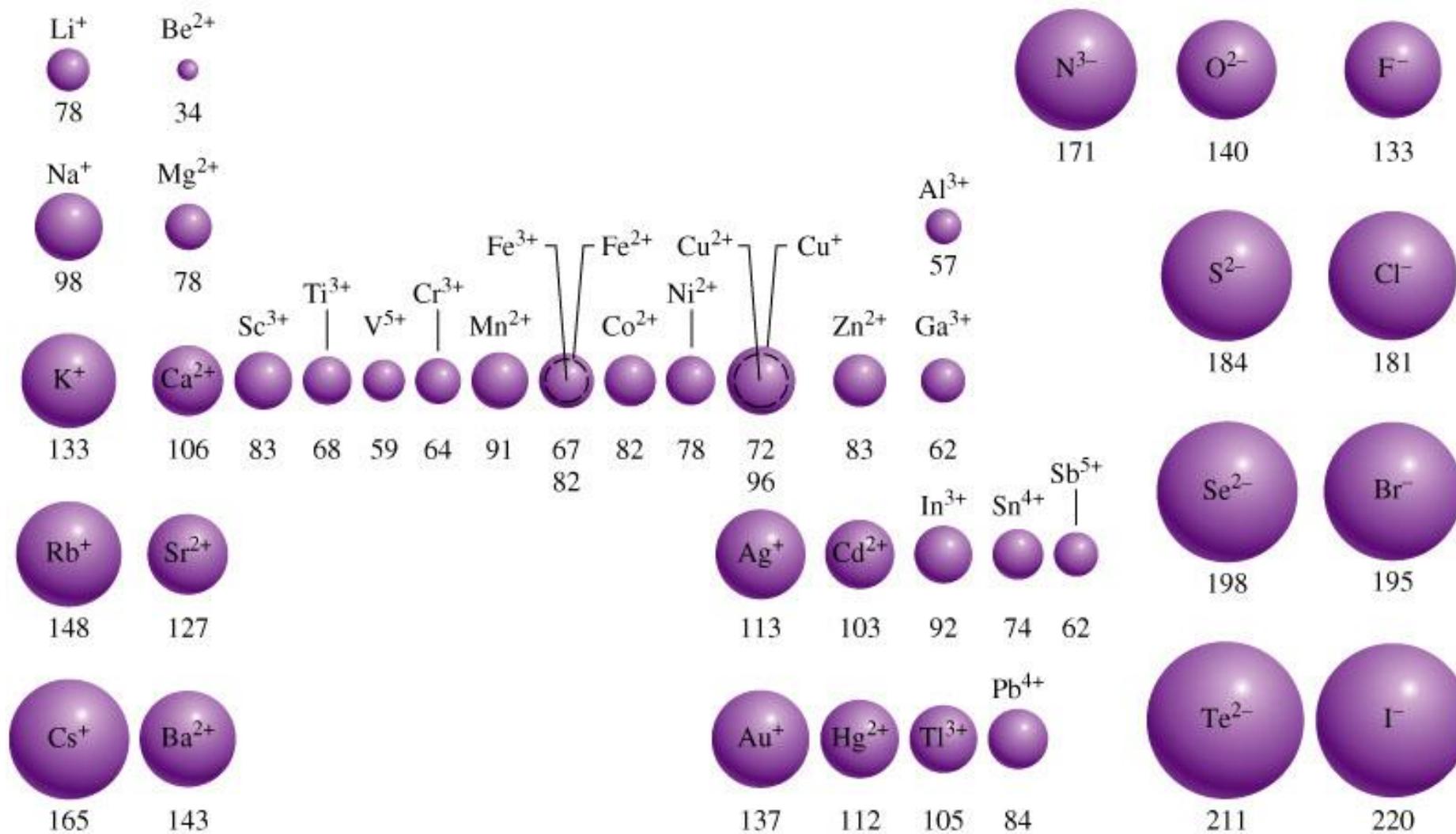
## Perbandingan jari-jari atom & jari-jari ion





**Kation** selalu lebih **kecil** dari atom asal  
**Anion** selalu lebih **besar** dari atom asal

# Jari-jari ion beberapa unsur (dalam pm)



**Energi (potensial) Ionisasi** adalah energi minimum (kJ/mol) yang diperlukan untuk mengeluarkan elektron dari atom yang berada dalam fasa **gas**. Atom berubah menjadi **kation**



$I_1$  = energi ionisasi pertama



$I_2$  = energi ionisasi kedua



$I_3$  = energi ionisasi ketiga

$$I_1 < I_2 < I_3$$

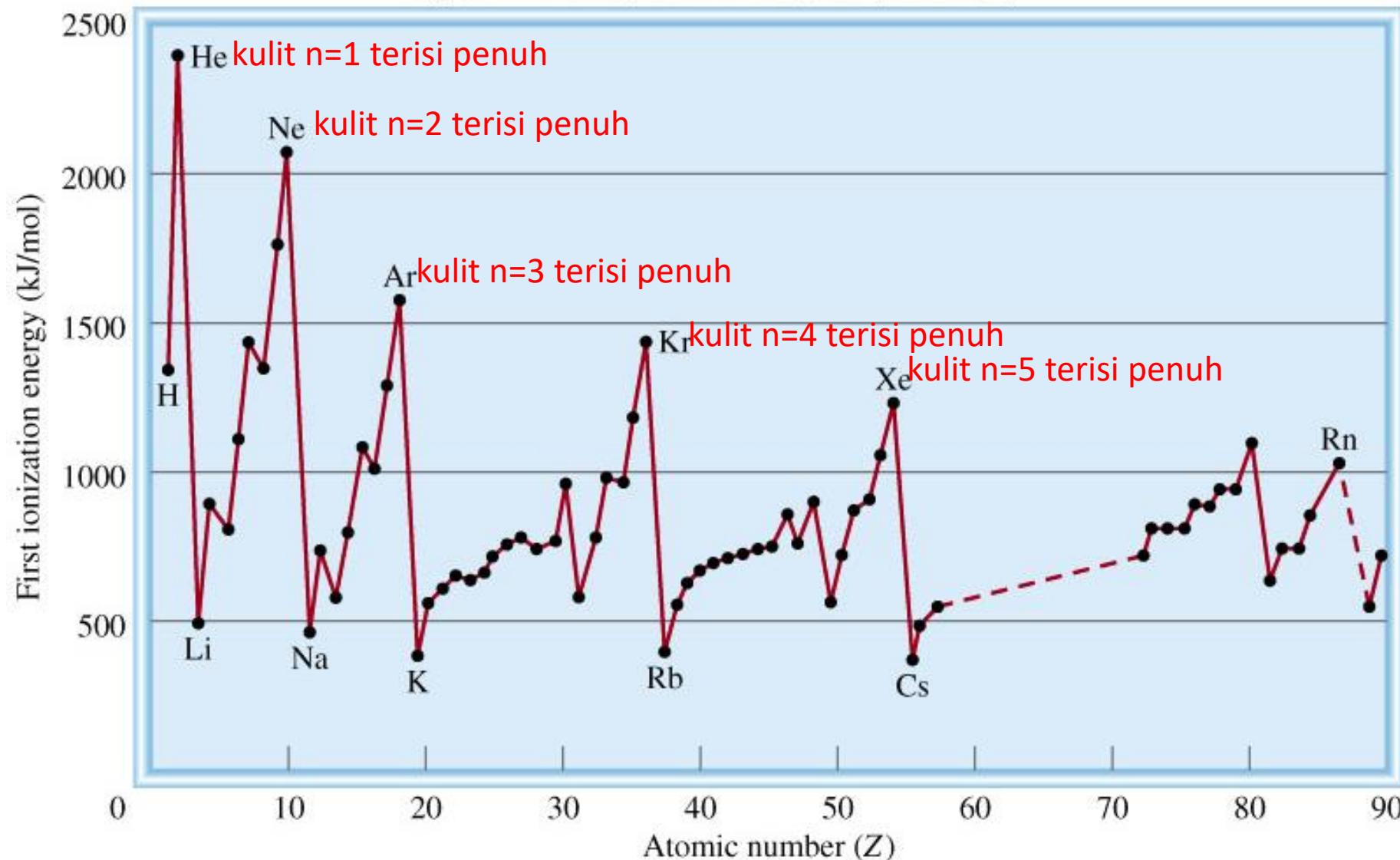


**Semakin kuat sebuah elektron diikat inti, semakin tinggi energi ionisasi**

**TABLE 8.2** The Ionization Energies (kJ/mol) of the First 20 Elements

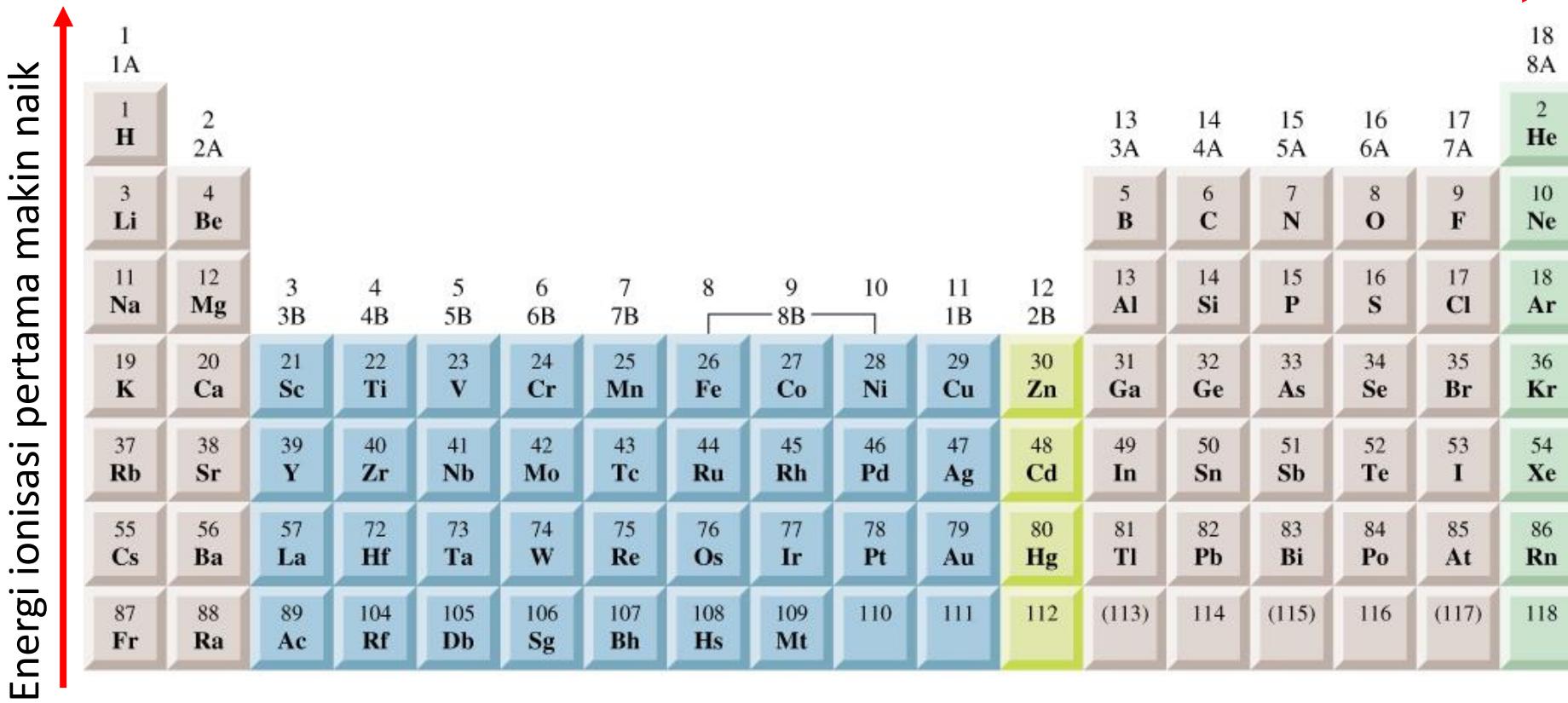
Z	Element	First	Second	Third	Fourth	Fifth	Sixth
1	H	1,312					
2	He	2,373	5,251				
3	Li	520	7,300	11,815			
4	Be	899	1,757	14,850	21,005		
5	B	801	2,430	3,660	25,000	32,820	
6	C	1,086	2,350	4,620	6,220	38,000	47,261
7	N	1,400	2,860	4,580	7,500	9,400	53,000
8	O	1,314	3,390	5,300	7,470	11,000	13,000
9	F	1,680	3,370	6,050	8,400	11,000	15,200
10	Ne	2,080	3,950	6,120	9,370	12,200	15,000
11	Na	495.9	4,560	6,900	9,540	13,400	16,600
12	Mg	738.1	1,450	7,730	10,500	13,600	18,000
13	Al	577.9	1,820	2,750	11,600	14,800	18,400
14	Si	786.3	1,580	3,230	4,360	16,000	20,000
15	P	1,012	1,904	2,910	4,960	6,240	21,000
16	S	999.5	2,250	3,360	4,660	6,990	8,500
17	Cl	1,251	2,297	3,820	5,160	6,540	9,300
18	Ar	1,521	2,666	3,900	5,770	7,240	8,800
19	K	418.7	3,052	4,410	5,900	8,000	9,600
20	Ca	589.5	1,145	4,900	6,500	8,100	11,000

## Variasi energi ionisasi pertama terhadap nomer atom unsur



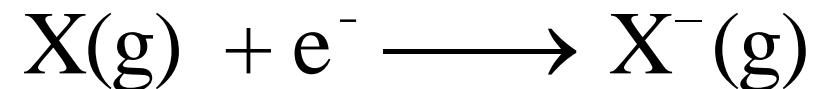
# Kecenderungan Energi ionisasi pertama

Energi ionisasi pertama makin naik



58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

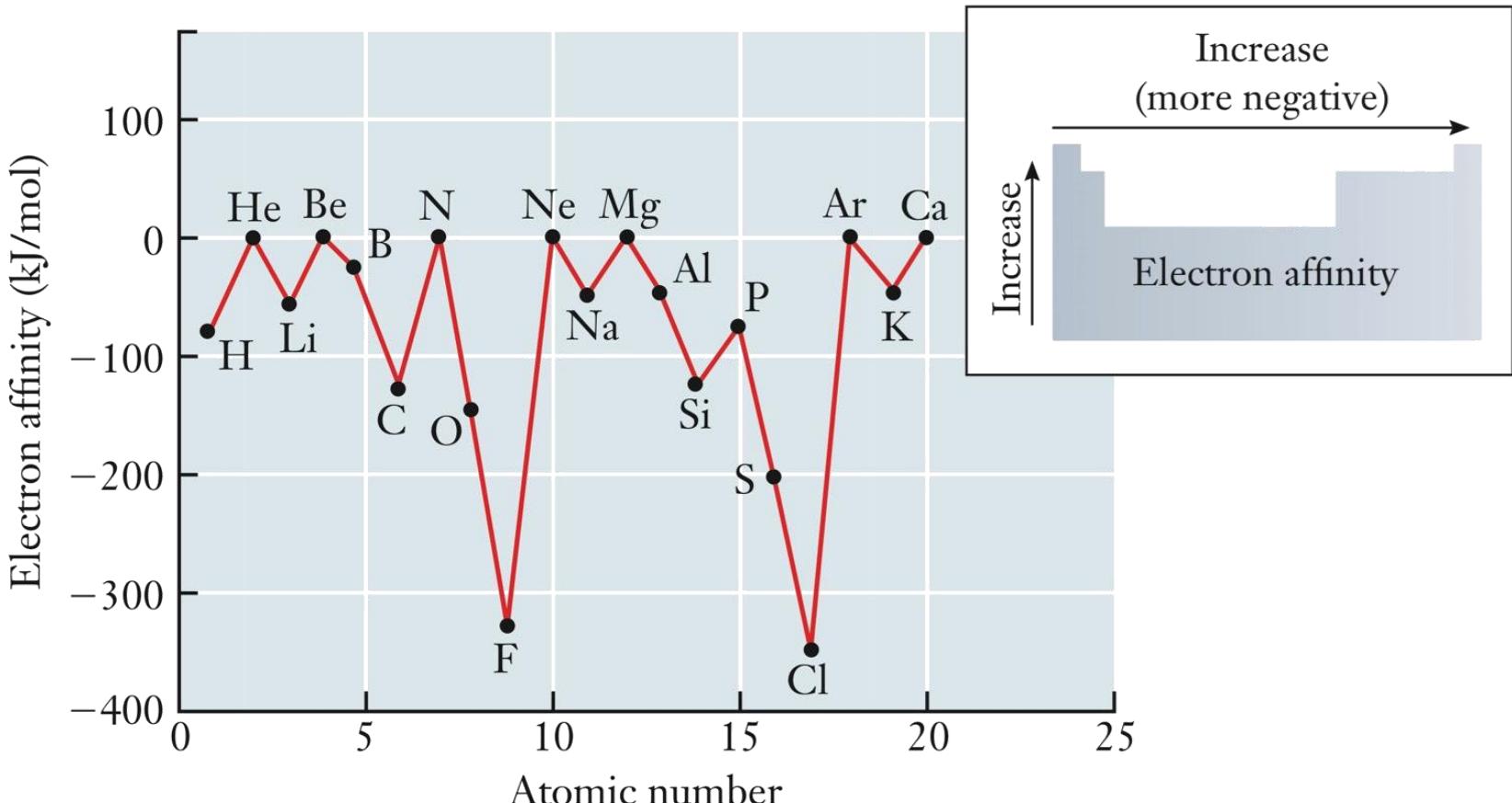
**Afinitas elektron** adalah energi yang **dilepaskan** bila atom dalam fasa gas menerima elektron



- atom gas, membentuk **anion**
- Pada umumnya afinitas elektron memiliki nilai negatif (energi dilepas), tetapi dapat juga bernilai positif (energi diserap)

**Semakin besar atau lebih negatif afinitas elektron semakin stabil anionnya**

# Afinitas elektron



© Cengage Learning. All Rights Reserved.

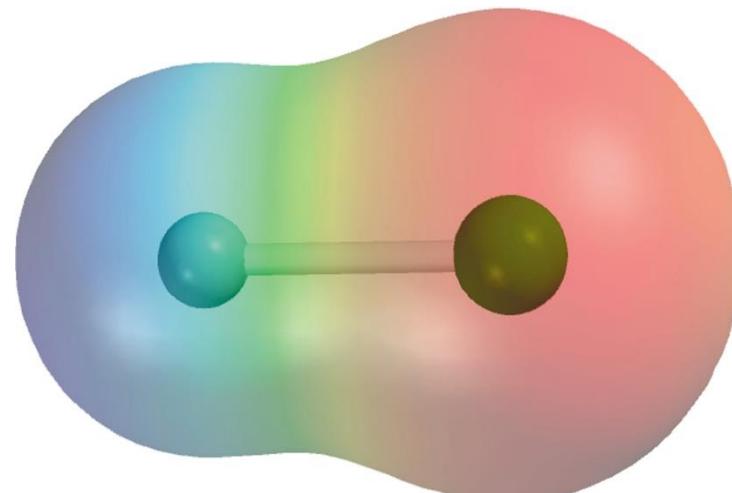
**Afinitas elektron meningkat (nilainya menjadi lebih negatif) dari kiri ke kanan pada satu periode dan dari bawah ke atas pada satu golongan**

**Kelektronegatifan** adalah kemampuan suatu atom untuk menarik elektron dalam suatu ikatan kimia.

Afinitas elektron – dapat diukur, Cl mempunyai nilai tertinggi

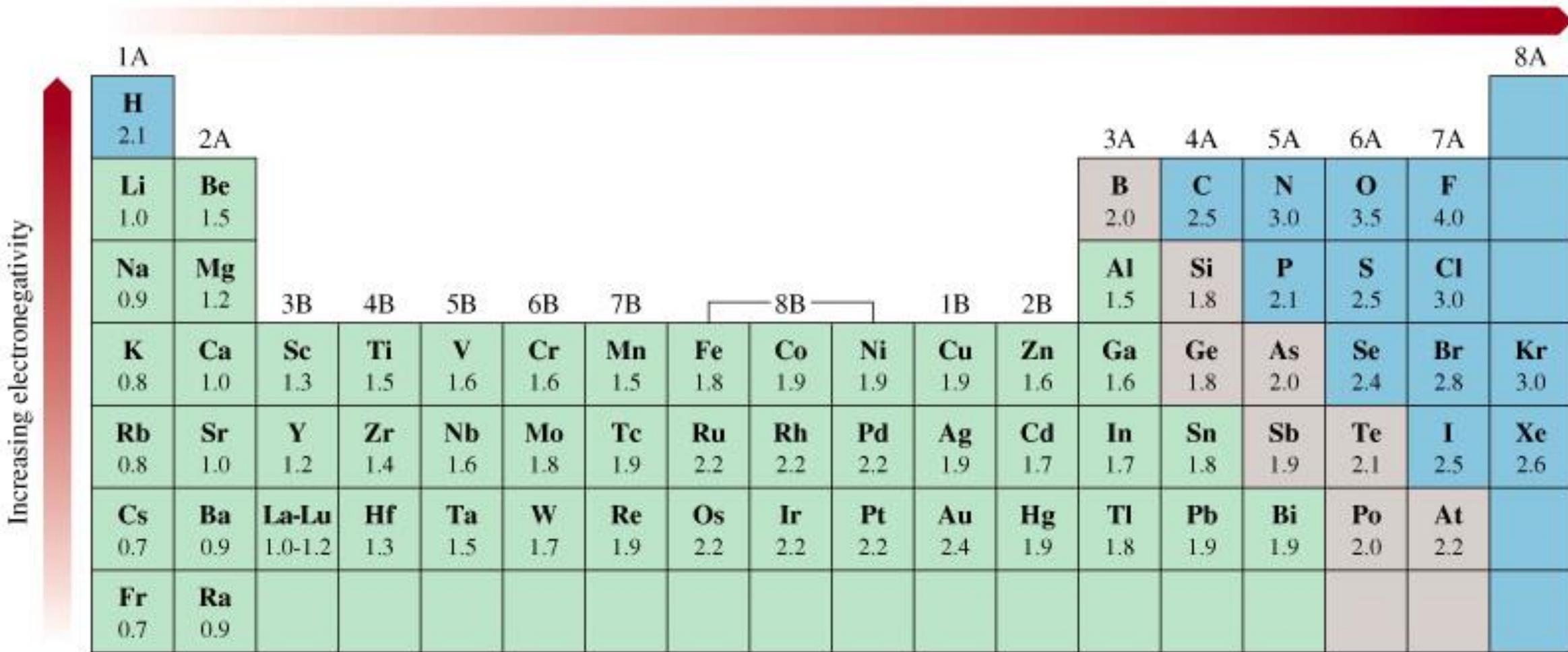


Keelektronegatifan - **relatif**, F paling tinggi

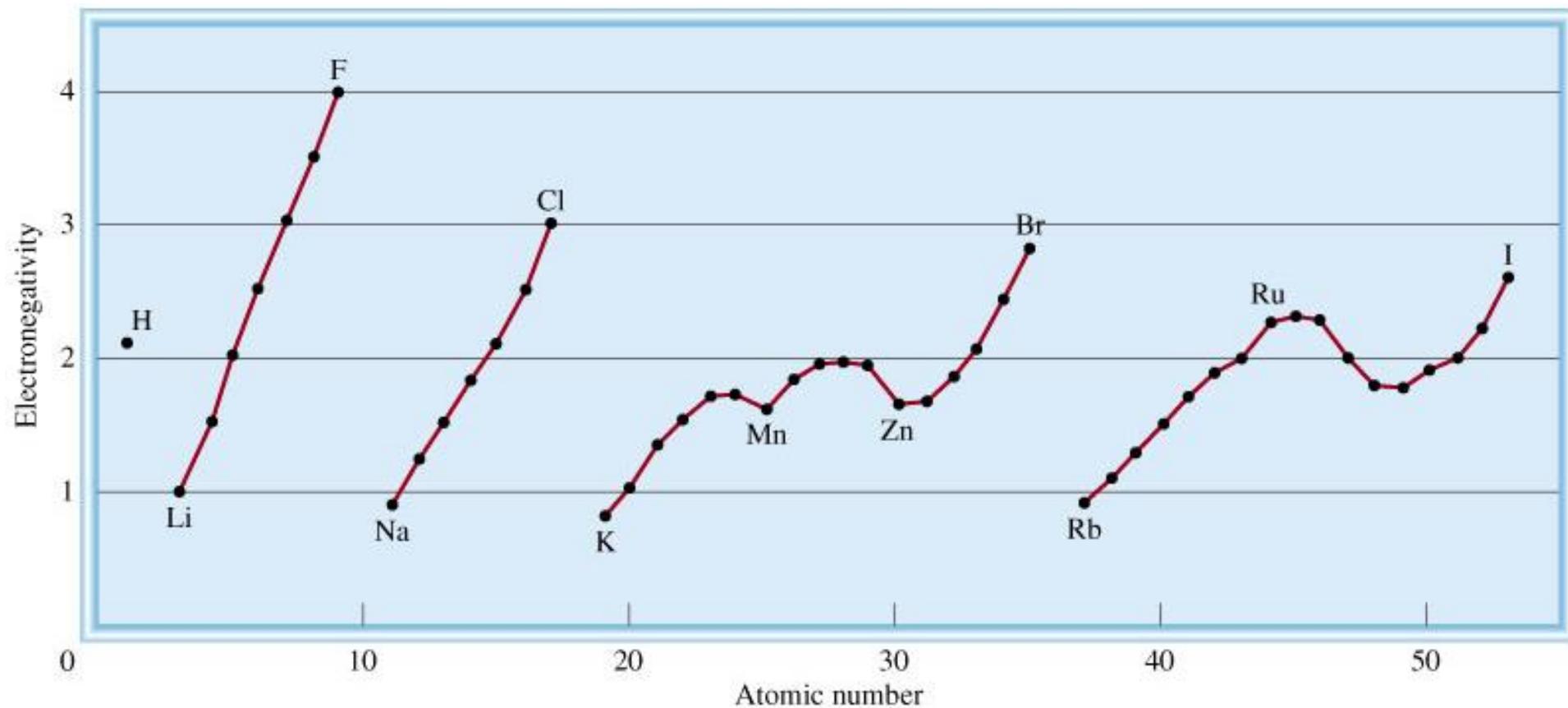


# Keelektronegatifan unsur

### **Increasing electronegativity**

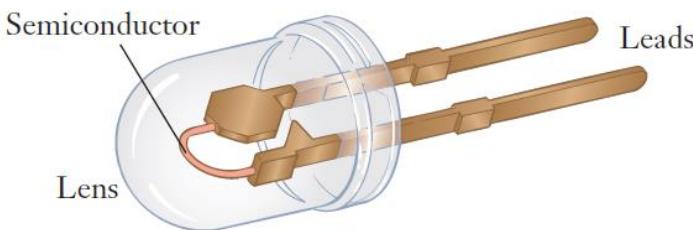


## Variasi keelektronegatifan unsur berdasarkan Nomor Atom



# Sumber cahaya: LED dan laser

- LED (*Light-emitting diode*) memancarkan cahaya monokromatis (cahaya dengan satu panjang gelombang atau satu warna)
- LED adalah perangkat keadaan padat (*solid-state*)
  - Komponen utama hanyalah sepotong bahan padat semikonduktor
  - Warna yang dipancarkan tergantung pada jenis atom yang terlibat



Cengage Learning/Charles D. Winters



SS/TS/PhotoAlto LLC

LED lebih unggul dari pada lampu pijar dalam hal efisiensi dan daya tahan

OLED (*organic light-emitting diode*)

- **Laser** memancarkan cahaya monokromatis
  - Warna cahaya yang dipancarkan tergantung pada komposisi kimia media laser
- Laser juga memancarkan cahaya koheren
  - Semua gelombang cahaya dalam fase sama dan melewati maxima dan minima bersama-sama

- **Laser** adalah akibat langsung dari model mekanika kuantum atom
  - Pemahaman tentang tingkat energi dalam media laser diperlukan
  - Operasi laser bergantung pada emisi yang distimulasi,
  - **Emisi terjadi ketika elektron kembali ke keadaan energi yang lebih rendah**
- **Inversi populasi** dalam laser ditentukan oleh zat padat, cairan, atau gas
  - Laser keadaan padat digunakan dalam elektronik