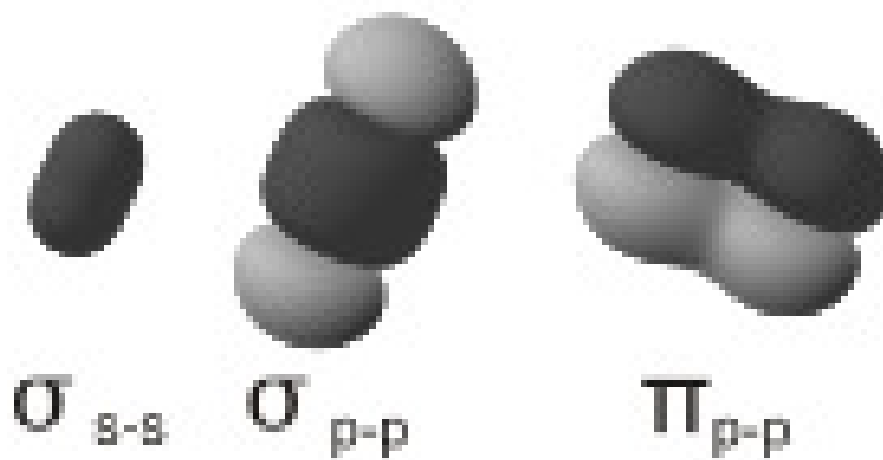


1s 2p 3d 4f

ATOMIC STRUCTURE



σ_{s-s}

σ_{p-p}

π_{p-p}

Modern Atomic Theory

Rutherford's Atom

- This concept of a *nuclear atom* show that the nucleus of the atom is composed of positively charged particles called *protons* and neutral particles called *neutrons*.
- Rutherford also found that the nucleus is apparently very small compared to the size of the entire atom.
- The electrons account for the rest of the atom.

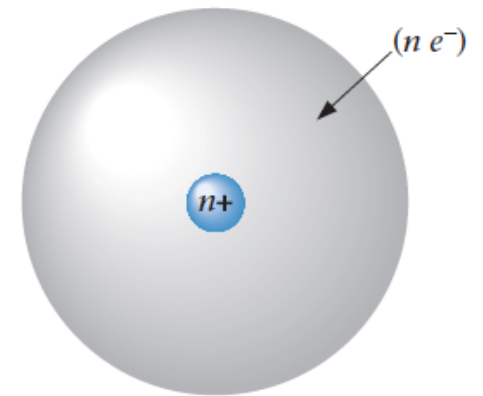
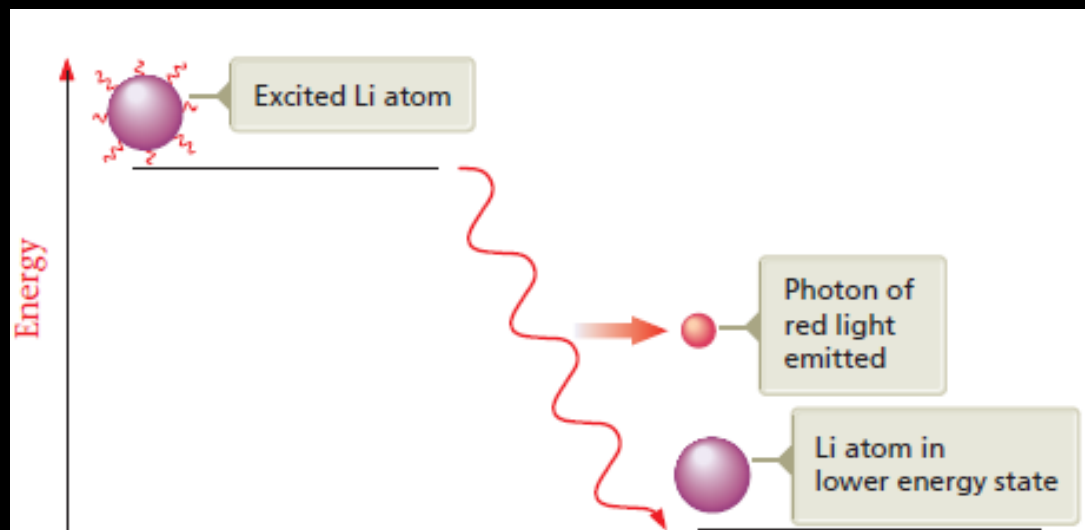


Figure 11.1

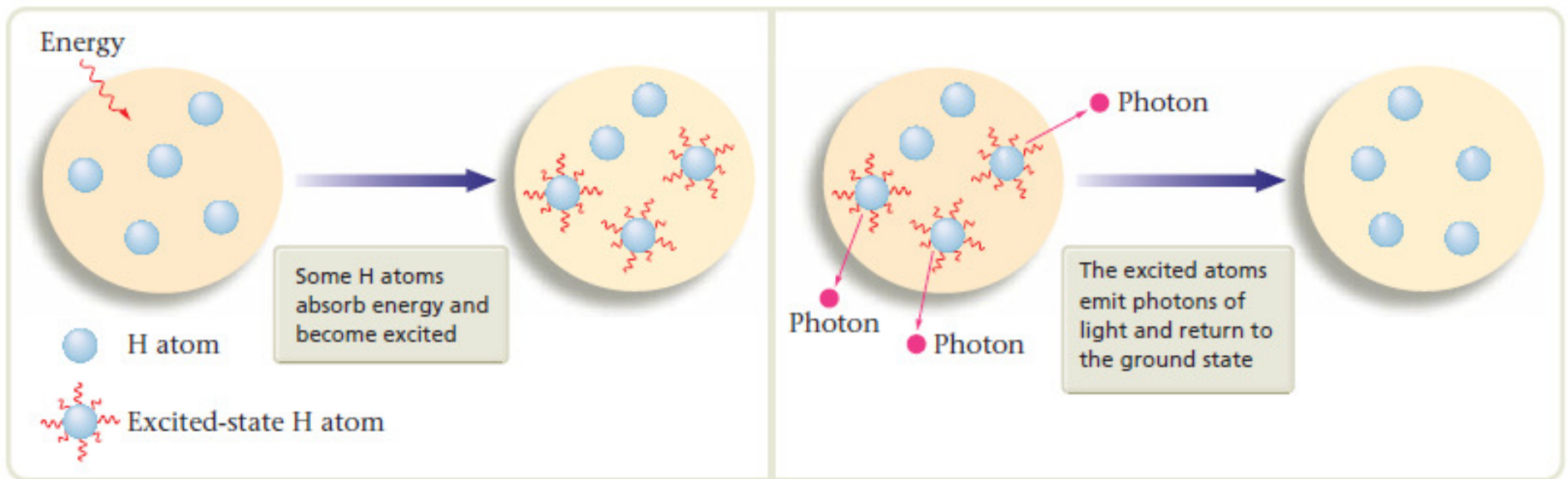
Rutherford's atom. The nuclear charge ($n+$) is balanced by the presence of n electrons moving in some way around the nucleus.

Emission Energy By Atoms

- When atoms receive energy from some source—they become excited—they can release this energy by emitting light.
- The emitted energy is carried away by a photon. Thus the energy of the photon corresponds exactly to the energy change experienced by the emitting atom.



- An excited atom can release some or all of its excess energy by emitting a photon (a “particle” of electromagnetic radiation) and thus move to a lower energy state. The lowest possible energy state of an atom is called its *ground state*.
- *The energy contained in the photon corresponds to the change in energy that the atom experiences in going from the excited state to the lower state.*



a

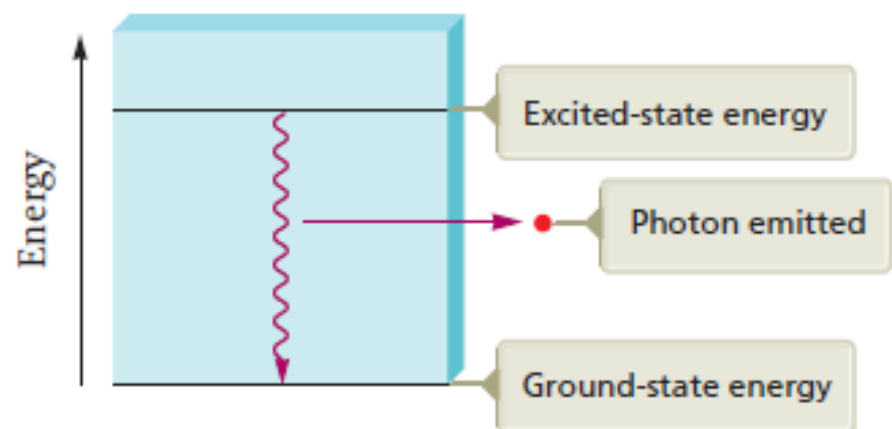
A sample of H atoms receives energy from an external source, which causes some of the atoms to become excited (to possess excess energy).

b

The excited H atoms can release the excess energy by emitting photons. The energy of each emitted photon corresponds exactly to the energy lost by each excited atom.

Figure 11.10

When an excited H atom returns to a lower energy level, it emits a photon that contains the energy released by the atom. Thus the energy of the photon corresponds to the difference in energy between the two states.



Quantum Numbers

- The atom of any element consists of three basic types of particles:
 - the **electron** (a negatively charged particle)
 - the **proton** (a positively charged particle), and the **neutron** (a neutrally charged particle).
- The protons and neutrons occupy the nucleus while the electrons are outside of the nucleus.

Quantum Numbers

- Electron in atoms display four characteristics:
 - Energy
 - Orbital shape
 - Orbital orientation
 - Spin orientation
- Quantum numbers are used to characterized the properties of electron

Quantum Numbers

- The most important property of an atomic electron is its energy.
- Absorption and emission spectra reveal that this energy is quantized.
- The quantum number that indexes energy is the **principal quantum number (n)**.
- Each electron in an atom can be assigned a value of that is a positive integer ($n = 1, 2, 3, \dots, 8, 9, \text{etc}$) and that correlates with the energy of the electron.
- The most stable energy for an atomic electron corresponds to $n = 1$, and each successively higher value of describes a less stable energy state.

Bilangan kuantum utama (n)

- Menunjukkan letak elektron pada kulit atau tingkat energi utama.
 - $n = 1$ disebut Kulit K
 - $n = 2$ disebut Kulit L
 - $n = 3$ disebut Kulit M
 - $n = 4$ disebut Kulit N
 - $n = 5$ disebut Kulit O
 - $n = 6$ disebut Kulit P
 - $n = 7$ disebut Kulit Q

- In addition to size, an atomic orbital also has a specific shape.
- A second quantum number indexes the shapes of atomic orbitals. This quantum number is the **azimuthal quantum number (l)**.
- The value of l correlates with the number of preferred axes in a particular orbital and thereby identifies the orbital shape.
- According to quantum theory, orbital shapes are highly restricted. These restrictions are linked to energy, so the value of the principal quantum number (n) limits the possible values of l .
- The smaller l is, the more compact the orbital.

Bilangan kuantum Azimut (l)

- Menunjukkan letak elektron dalam subkulit, serta juga menggambarkan jumlah subkulit.
- Nilai (l) adalah dari 0 sampai ($n-1$) untuk :
 - $n = 1$ maka $l = 0$ → $l = 0$, disebut subkulit **s**
 - $n = 2$ maka $l = 0, 1$ → $l = 1$, disebut subkulit **p**
 - $n = 3$ maka $l = 0, 1, 2$ → $l = 2$, disebut subkulit **d**
 - $n = 4$ maka $l = 0, 1, 2, 3$ → $l = 3$, disebut subkulit **f**

- Jumlah sublevel/ subkulit yang terdapat pada suatu tingkatan energi equal dengan prinsip bilangan kuantum.
- Contoh:
 - tingkat energi kedua akan mempunyai 2 subkulit dan tingkat energi ketiga akan mempunyai 3 subkulit.
 - Subkulit yang pertama disebut subkulit *s*. Yang kedua disebut subkulit *p*. Dan yang ketiga disebut subkulit *d*.

Bilangan kuantum magnetik (m)

- Menunjukkan orientasi orbital dalam ruangan dan juga menunjukkan banyaknya orbital pada subkulit.
- Untuk setiap l , harga $m = -l$ sampai dengan $+l$.
- **Contoh :**
 - $l = 0$ maka $m = 0$
 - $l = 1$ maka $m = -1, 0, +1$
 - $l = 2$ maka $m = -2, -1, 0, +1, +2,$
 - $l = 3$ maka $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

Bilangan kuantum spin (s)

- Menunjukkan arah putaran elektron dalam orbital. Pada orbital maksimum terdapat dua elektron dengan arah yang berlawanan.
- Nilai s adalah $-1/2$ dan $+1/2$
- Karena elektron hanya mempunyai 2 nilai spin, maka suatu orbital atom tidak mungkin mengandung lebih dari 2 elektron.

- **Subkulit dan Orbital**

- Orbital merupakan suatu ruang yang ditempati maksimal sampai dengan 2 elektron.
- Setiap subkulit mempunyai jumlah orbital dan elektron yang berbeda.

Table 3-6a - Orbital and Electron Capacity for the Four Named Sublevels

Sublevel	# of orbitals	Maximum number of electrons
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

Table 1.2. Quantum Numbers and Electron Distribution

Shell	Principal quantum number n	Angular momentum quantum number λ	Orbital designation*	Magnetic quantum number m_λ	Spin quantum number m_s	Total number of electrons per orbital
K	1	0	s	0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	2
L	2	0	s	0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	2
		1	p_x	-1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	6
			p_y	0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
p_z	+1		$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$			
M	3	0	s	0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	2
		1	p_x	-1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	6
			p_y	0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
			p_z	+1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
		2	d_{xy}	-2	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	10
			d_{xz}	-1	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
			d_{yz}	0	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	
d_{z^2}	+1		$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$			
	$d_{x^2-y^2}$	+2	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$			

- Cara yang mudah untuk menghitung jumlah elektron total yang terdapat dalam suatu tingkatan energi adalah $2n^2$.

Table 3-6b Orbitals and Electron Capacity of the First Four Principle Energy Levels

Principle energy level (n)	Type of sublevel	Number of orbitals per type	Number of orbitals per level(n^2)	Maximum number of electrons ($2n^2$)
1	s	1	1	2
2	s	1	4	8
	p	3		
3	s	1	9	18
	p	3		
	d	5		
4	s	1	16	32
	p	3		
	d	5		
	f	7		

Konfigurasi Elektron

- Merupakan susunan elektron dalam atom atau molekul.
- Suatu subkulit dituliskan dalam notasi " nx^y ", dimana:
 - n melambangkan jumlah kulit atom
 - x melambangkan subkulit atom
 - y menunjukkan jumlah elektron pada subkulit atom
- Subkulit atom akan dituliskan berurutan sesuai dengan peningkatan energi.

- Contoh: Helium (He)

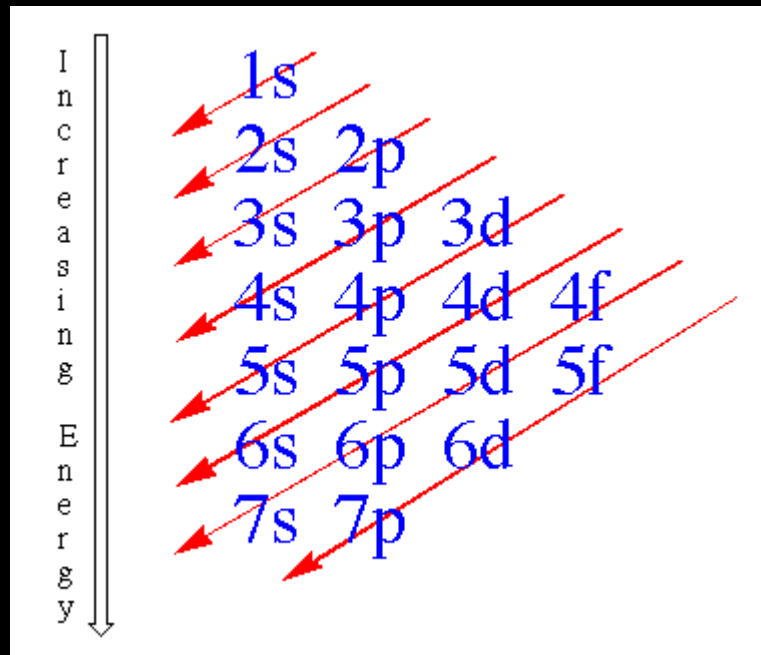


- Angka 1 menunjukkan prinsip bilangan kuantum (n) yang menggambarkan tingkatan energi.
- Huruf “s” merupakan bilangan kuantum momentum angular yang menggambarkan bahwa ada 2 elektron atom helium menempati orbital “s”.
- Eksponen 2 menunjukkan jumlah elektron total pada orbital atau subkulit.

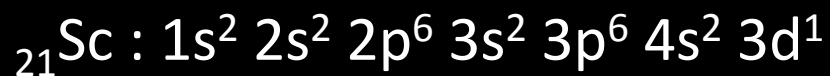
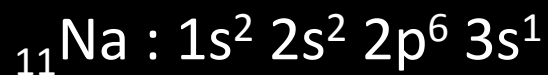
- Untuk mengetahui susunan atom - atom tata ruang elektron dalam atom perlu diikuti aturan sebagai berikut :
 - a. Prinsip Aufbau
 - b. Prinsip Hund
 - c. Prinsip Pauli

A. Prinsip Aufbau

- Bila suatu atom pada kondisi 'ground state' (energi orbitalnya paling rendah), konfigurasi elektronnya mengikuti prinsip Aufbau.
- Pengisian orbital atom oleh elektron sesuai dengan energi relatifnya; orbital dengan energi lebih rendah akan terisi elektron lebih dahulu.

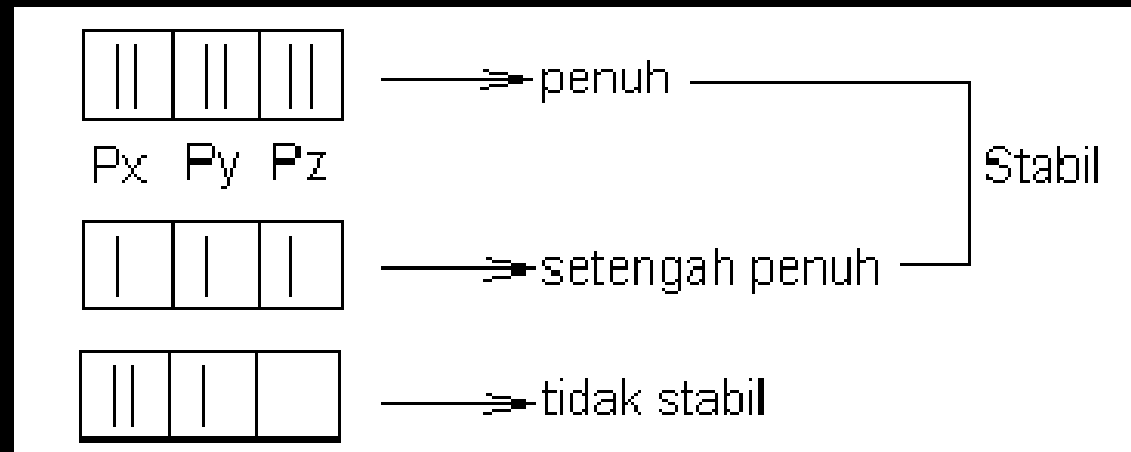


Contoh:

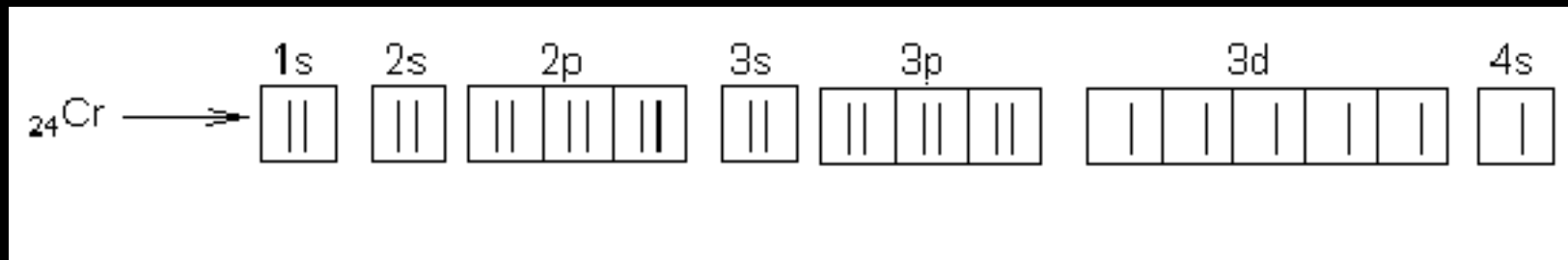


b. Prinsip Hund

- Berdasarkan susunan elektronnya: suatu atom stabil apabila orbitalnya terisi elektron penuh atau setengah penuh



- Contoh:



- Subkulit d yang berisi setengah penuh atau penuh (5 elektron) akan lebih stabil dibandingkan subkulit s atau subkulit berikutnya.
- Hal ini dikarenakan energi yang dibutuhkan elektron untuk mempertahankan elektron setengah penuh pada subkulit d lebih kecil daripada subkulit s yang penuh.

c. Prinsip Pauli

- Tidak ada dua elektron dalam suatu atom yang memiliki keempat bilangan kuantum yang sama.
- Bila 2 elektron dalam suatu atom memiliki nilai bilangan n , l dan m yang sama, maka kedua elektron tersebut pasti memiliki nilai bilangan s yang berbeda.

Contoh soal

- Buatlah list cara penulisan yang berbeda untuk menuliskan bilangan-bilangan kuantum untuk elektron yang berada pada orbital $3p$!
- Jawab:

$(3, 1, -1, +1/2)$

$(3, 1, -1, -1/2)$

$(3, 1, 0, +1/2)$

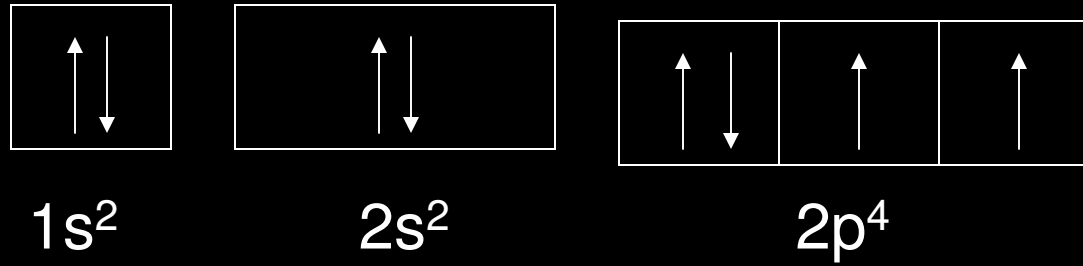
$(3, 1, 0, -1/2)$

$(3, 1, 1, +1/2)$

$(3, 1, 1, -1/2)$

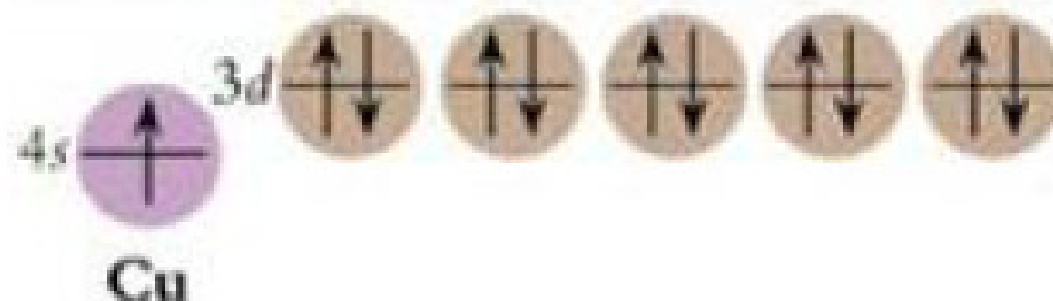
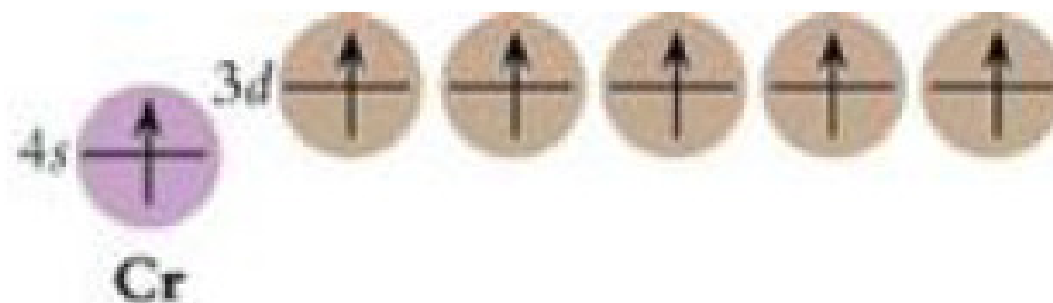
- Suatu atom oksigen mempunyai 8 elektron. Tuliskan keempat bilangan kuantum untuk masing-masing elektron pada *ground state*!
- Gambarkan diagram orbital untuk elemen Cr dan Cu!
- Tuliskan konfigurasi elektron untuk potassium dan kalsium!

- Oksigen



Elektron	n	l	m	s	Orbital
1	1	0	0	+1/2	1s
2	1	0	0	-1/2	
3	2	0	0	+1/2	2s
4	2	0	0	-1/2	
5	2	1	-1	+1/2	2p ^x , 2p ^y , 2p ^z
6	2	1	0	+ 1/2	
7	2	1	1	+1/2	
8	2	1	-1	-1/2	

	Sub-Levels	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f
24	Chromium	2	2	6	2	6	5	1			
29	Copper	2	2	6	2	6	10	1			



- Potassium (K) → 19 elektron



- Kalsium (Ca) → 20 elektron



Konfigurasi Elektron dan Tabel Periodik

										1							2
										H							He
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
11	12											13	14	15	16	17	18
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

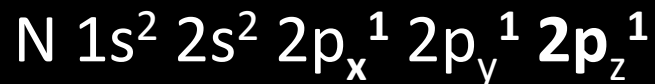
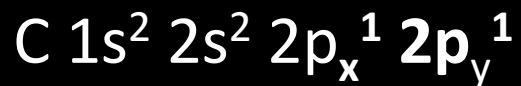
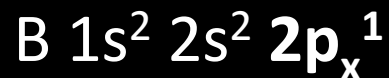
- *Periode Pertama*

Hidrogen hanya memiliki satu elektron pada orbital 1s, kita dapat menuliskannya dengan $1s^1$ dan helium memiliki dua elektron pada orbital 1s sehingga dapat dituliskan dengan $1s^2$

- *Periode kedua*

Level kedua, yaitu periode kedua. Elektron litium memenuhi orbital 2s karena orbital ini memiliki energi yang lebih rendah daripada orbital 2p. Litium memiliki konfigurasi elektron $1s^2 2s^1$. Berilium memiliki elektron kedua pada level yang sama - $1s^2 2s^2$.

Level 2p. Pada level ini seluruhnya memiliki energi yang sama, sehingga elektron akan menempati tiap orbital satu persatu.



- Elektron selanjutnya akan membentuk sebuah pasangan dengan elektron tunggal yang sebelumnya menempati orbital.

