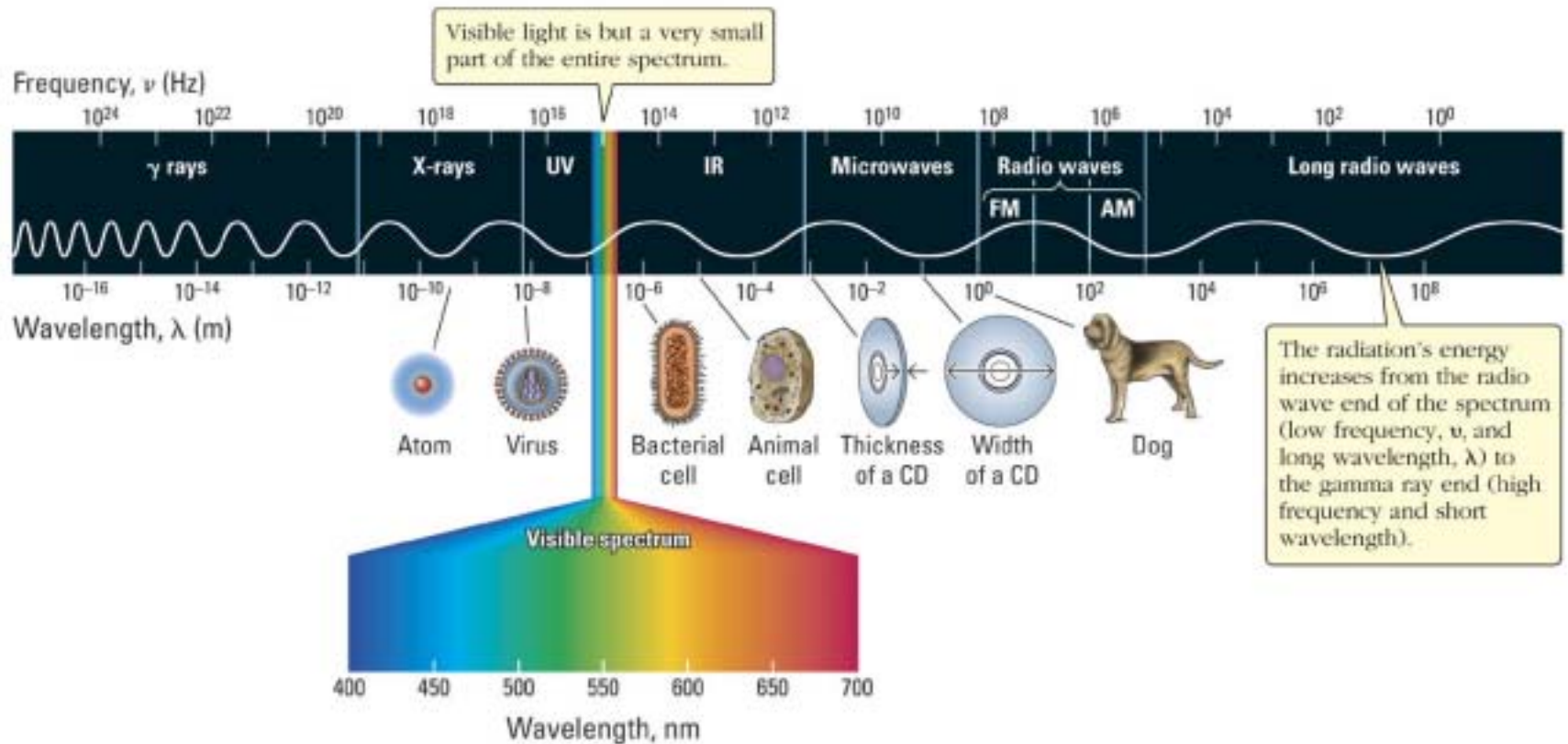


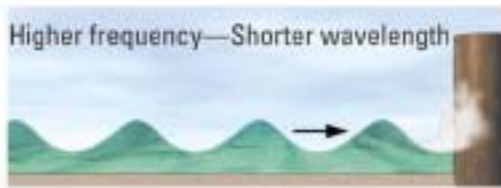
Chapter 7

Electron Configurations and the Periodic Table

Electromagnetic Spectrum



Wavelength – Frequency – Amplitude



(a) Frequency (ν)

Longer wavelength



Shorter wavelength



(b) Wavelength (λ)

Lower amplitude



Higher amplitude



(c) Amplitude

19C

:

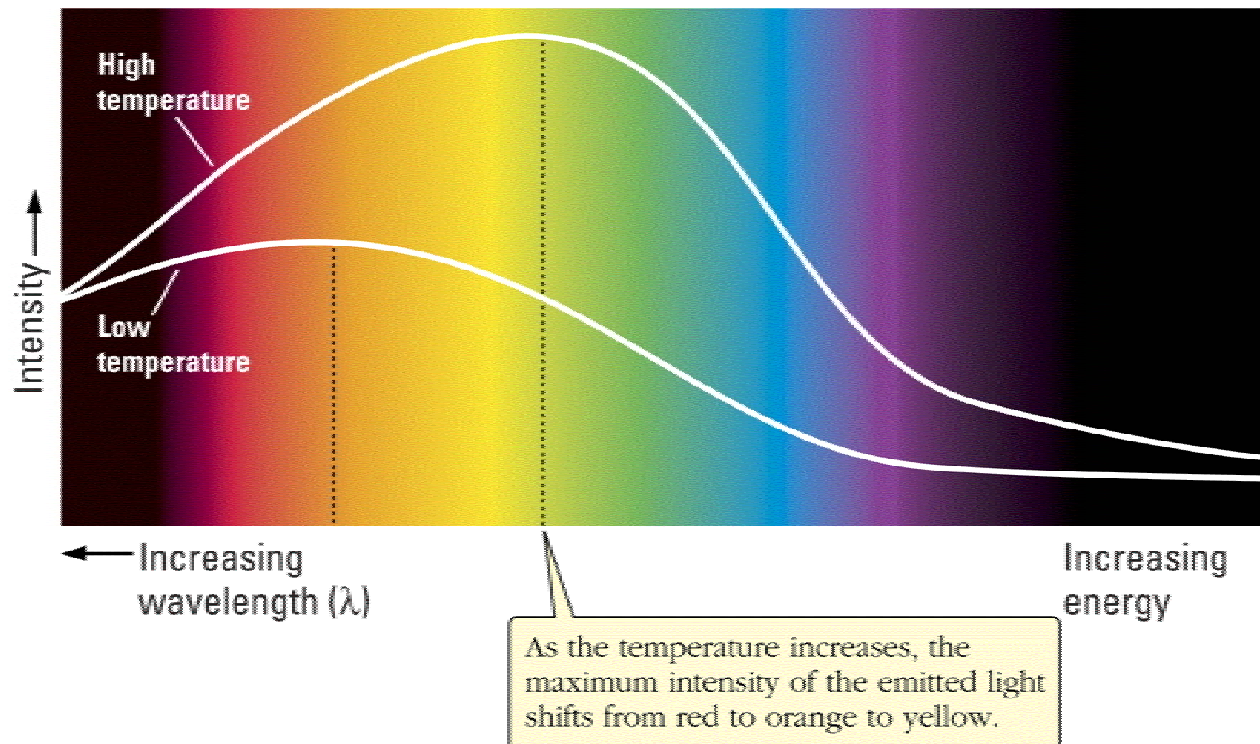
가

Black-body radiation ()

Photoelectric effect ()

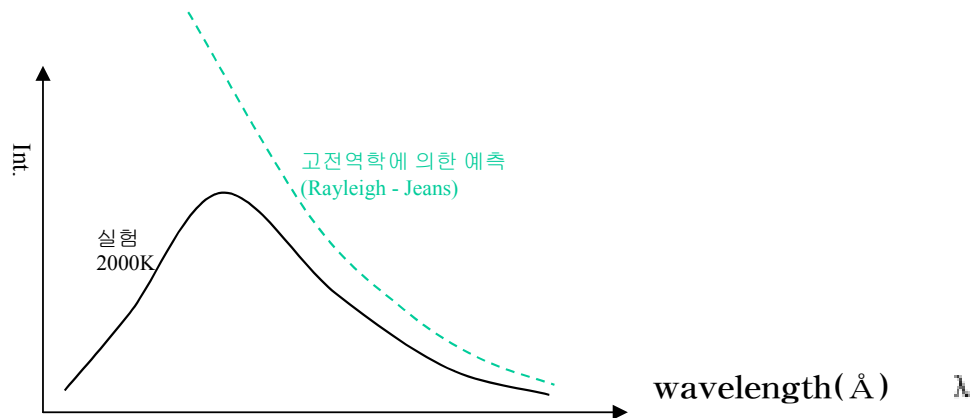
Atomic spectrum ()

Black Body Radiation



Blackbody Radiation (흑체복사)

고온에서 빛이 발생



■ 이 현상을 설명하기 위해

1900년에 Max Plank 가 양자화 개념을 도입하여 설명하였다.

$$\Delta E = nh\nu \quad (h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} : \text{Plank Constant})$$

Blackbody 속의 입자(원자)들이 빛 에너지를 발생할 때 이 **빛 에너지가 양자화(quantized)** 되어 있다. (즉, 연속해서 발생하는 것이 아님)

⇒ 이 개념이 그당시에는 ad hoc assumption 이었다.

그러나 뒤에 Einstein과 Bohr등에 의하여 이 개념이 받아 들여지고 입증되어 졌다.

Planck's Quantum Theory

$$E = h\nu = hc/\lambda$$

where $\nu\lambda = c$

$E \rightarrow$ energy

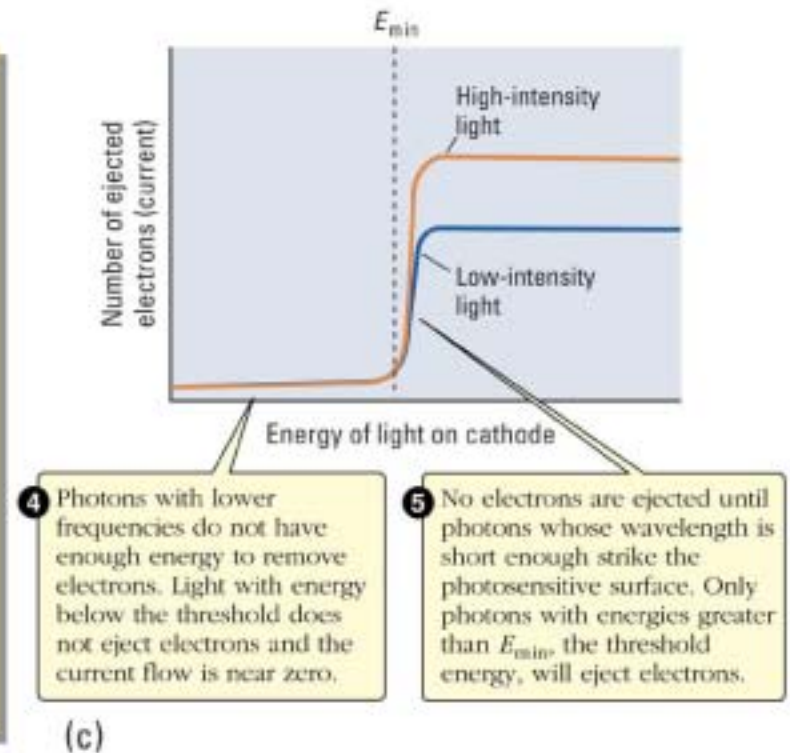
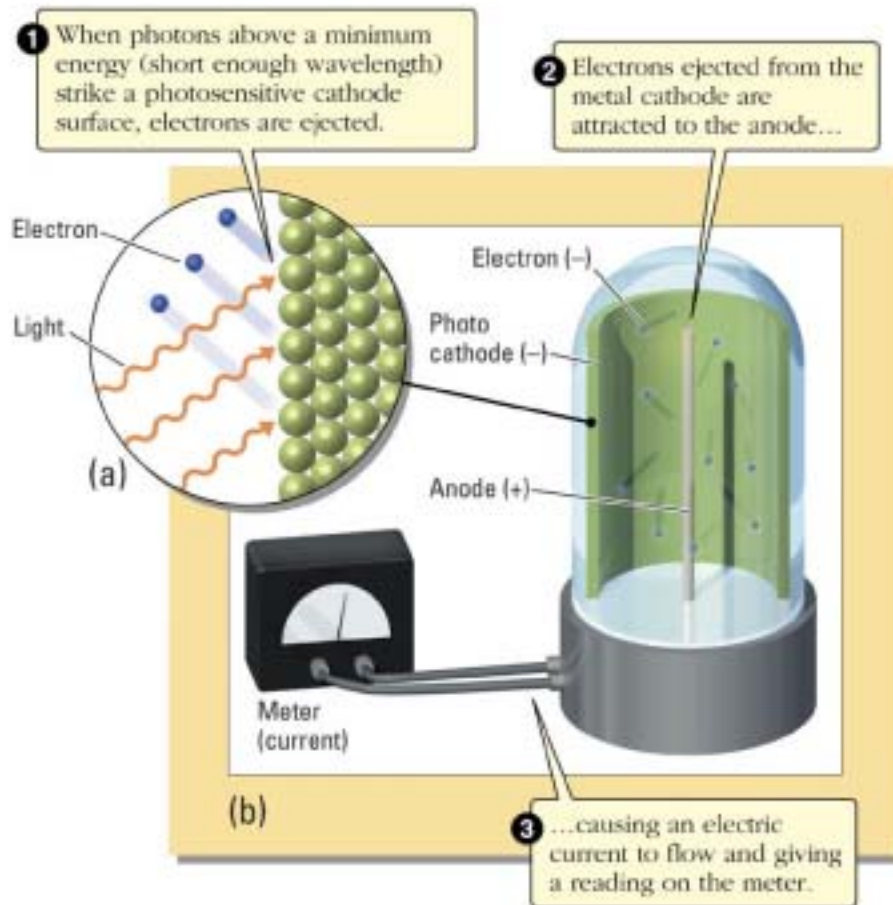
$h \rightarrow$ Planck's constant

$\nu \rightarrow$ frequency

$c \rightarrow$ speed of light

$\lambda \rightarrow$ wavelength

Photoelectric Effect



Photoelectron effect (광전효과)

⇒ 1905년 Einstein에 의해 주장

$\Delta E_{\text{photon}} = h\nu$: 모든 빛 에너지는 양자화(quantized) 되어 있다.

■ 광전효과(photoelectric effect)

↗ e^-



metal

← $h\nu$ (광자)photon)

$$h\nu = \frac{1}{2}mv^2 + \Phi$$

E_k : 튀어나온 전자의 운동에너지

Φ : work function

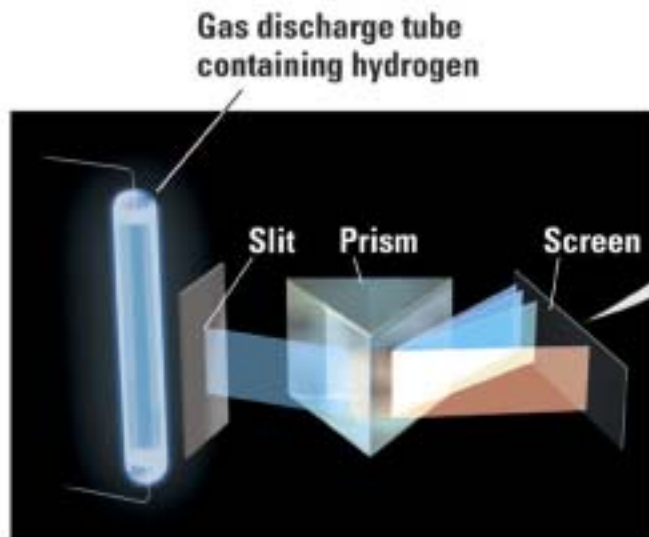
(전자하나가 metal에서 떨어져 나오는데 필요한 에너지)

** 의 미

- ① $h\nu > \Phi$ 일 때 e^- 가 튀어 나오게 되고, 이 전자의 운동 에너지는 $\frac{1}{2}mv^2$ 이 된다.
- ② 튀어나온 전자의 운동에너지는 쪼여준 빛의 **intensity**에는 무관하고 **frequency**에만 의존한다.

※ 결국 빛의 **입자설**을 입증하게 된다.

Atomic Spectrum: Line Emission Spectrum



Hydrogen (H)



Mercury (Hg)



Neon (Ne)



400

500

600

700

Wavelength, λ (nm)

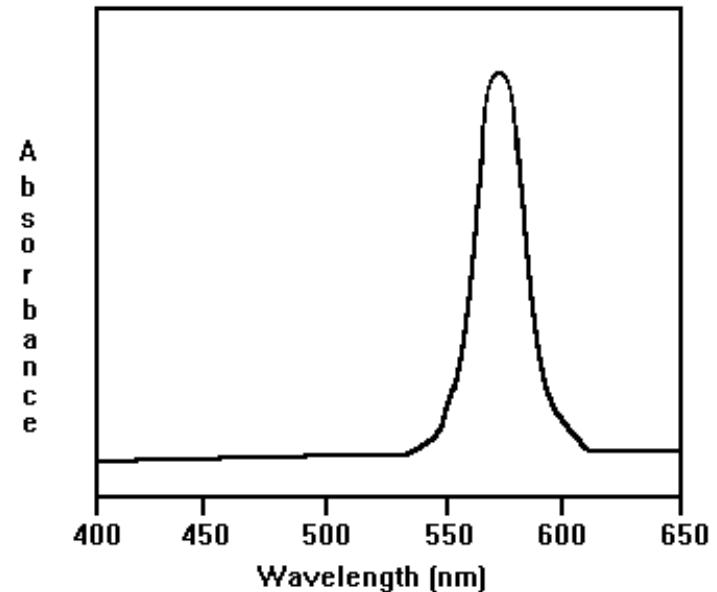
Energy Transitions

Ground State - lowest energy state for electrons in an atom

Excited State - any energy state above the ground state

Absorption Spectrum

- light shining on a sample causes electrons to be excited from the ground state to an excited state
- wavelengths of that energy are removed from transmitted spectra



Atomic spectra (원자 스펙트럼)

| | | | | | | |
|--|-----|---|---|---|---|--|
| | ... | 초 | 노 | 주 | 빨 | |
|--|-----|---|---|---|---|--|

Absorption spectrum

- ① 19세기말 e^- 와 양성자(proton) 발견
- ② 1909년에 Rutherford의 α particle 실험에서 핵의 존재에 대한 idea를 얻게 됨
- ③ 1911년 Rutherford는 planetary model을 제안
- ④ 1913년 Bohr $\Rightarrow \Delta E = h\nu$ 전자의 energy level의 양자화 개념 도입:

H-atom의 경우 $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ * R_H : Rydbery constant

* 한편 atom이나 molecule의 화학적 성질은 그들의 전자구조(electronic structure)에 의해서 결정된다.

전자구조는 electrons의 motion과 energy의 속성으로부터 결정

- ⑤ de Broglie \Rightarrow 전자의 motion이 wave의 양상을 갖는다. (1923년)

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

$$p = mv$$

λ : wave character

linear momentum(선운동량)

P : Particle character

- ⑥ Davisson and Germer (1927년)
 \Rightarrow electrons 에서 위의 결과를 실험으로 입증
- ⑦ Stern (1932년)
 \Rightarrow He 과 H_2 에서 위의 결과를 실험으로 입증

※ 결국, 위의 식(즉 입자의 파동성)은 모든 microscopic particles인 양성자, 전자, 광자 등의 운동에 대한 일반적 법칙으로 받아들여지게 되었다.

- ※ photon \Rightarrow 속도는 항상 c 로 움직이며 mass는 zero
- electron \Rightarrow 속도 $v < c$, nonzero mass

Bohr Model for the Hydrogen Atom

$$E = -\text{constant}/n^2$$

$$E = (-2.179 \times 10^{-18} \text{ J/part.})$$

$$(6.022 \times 10^{23} \text{ part./mole})$$

$$(1 \text{ kJ}/10^3 \text{ J})/n^2$$

$$= (-1312 \text{ kJ/mol})(1/n^2)$$

where $n \rightarrow$ quantum number

1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, etc

Bohr Model

for hydrogen

ground state: $n = 1$

excited state: $n > 1$

Hydrogen Spectrum

$$E = (-2.179 \times 10^{-18} \text{ J})(1/n_f^2 - 1/n_i^2)$$

where: n_i = initial state quantum number

n_f = final state quantum number

The uncertainty principle (불확정성의 원리)

1927 Heisenberg에 의해서 발견

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \simeq h \text{ (입자-파동성을 이용한 실험에 의한 결과)}$$

↗ 운동량의 불확정 값은 ∞

해석) 한 점에서 ($\Delta x=0$)의 운동량 ($\Delta p_x \simeq \infty$)은 정확히 측정할 수 없다.

그 역도 성립 ($\Delta p_x=0$ 이면 $\Delta x \simeq \infty$)

⇒ 다시 말하면 어떤 운동하는 미립자는 그 운동량과 위치를 동시에 측정할 수 없다.

● 고전역학: $t_0, v_0, x_0 \Rightarrow$ initial condition (초기 조건)

우리가 초기 조건만 알면 시간 t 에서의 위치 x 를 정확히 예측 할 수 있다. ⇒ 큰 성과를 거두었다.(행성의 움직임을 정확히 예측)

즉, 어느 순간에 그 system의 상태를 알면 각 입자들의 미래 상태와 미래의 운동 또한 정확히 결정된다. (철학 사조 가운데 결정론에 영향을 미침)

: 이것은 Heisenberg의 uncertainty principle와 정면으로 위배된다.

■ 양자역학 (Time Dependent S. E.)

$$\text{가설)} \quad -\frac{\hbar}{i} \frac{\partial \Psi(x, t)}{\partial t} = -\frac{\hbar^2}{2m} \frac{\partial^2 \Psi(x, t)}{\partial x^2} + V(x, t) \Psi(x, t)$$

$$\hbar = \frac{h}{2\pi}$$

⇒ 1926년 Schrödinger 에 의해서 유도

⇒ $\Psi(x, t)$ 는 우리에게 어떤 정보를 줄 수 있겠는가?

Born 의 해석

probability density ($|\Psi(x, t)|^2 dx$)는 time t 에서 x 와 $x+dx$ 사이의 영역에 있는 입자를 발견할 확률 (probability)이다.

■ Quantum Mechanics

1925년 Heisenberg에 의해 처음으로 공식화 됨

⇒ Heisenberg formulation (matrix mechanics)

1926년 Schrödinger 에 의해 differential equation이 제안

⇒ Schrödinger formulation (wave mechanics)

Probability

■ 일반적인 정의

어떤 사건 A가 일어날 확률 = $\lim_{N \rightarrow \infty} \frac{M}{N}$

(N : 전체 시행 횟수, M : 어떤 사건 A가 일어난 수)

■ In Quantum mechanics

● continuous variable 이 있다. (좌표 x와 같이)

● x와 $x + dx$ 사이에서 particle을 발견할 확률은 $g(x)dx$ 로 표시, 이때

$g(x)$ = probability density (단위 길이 당 확률이므로)

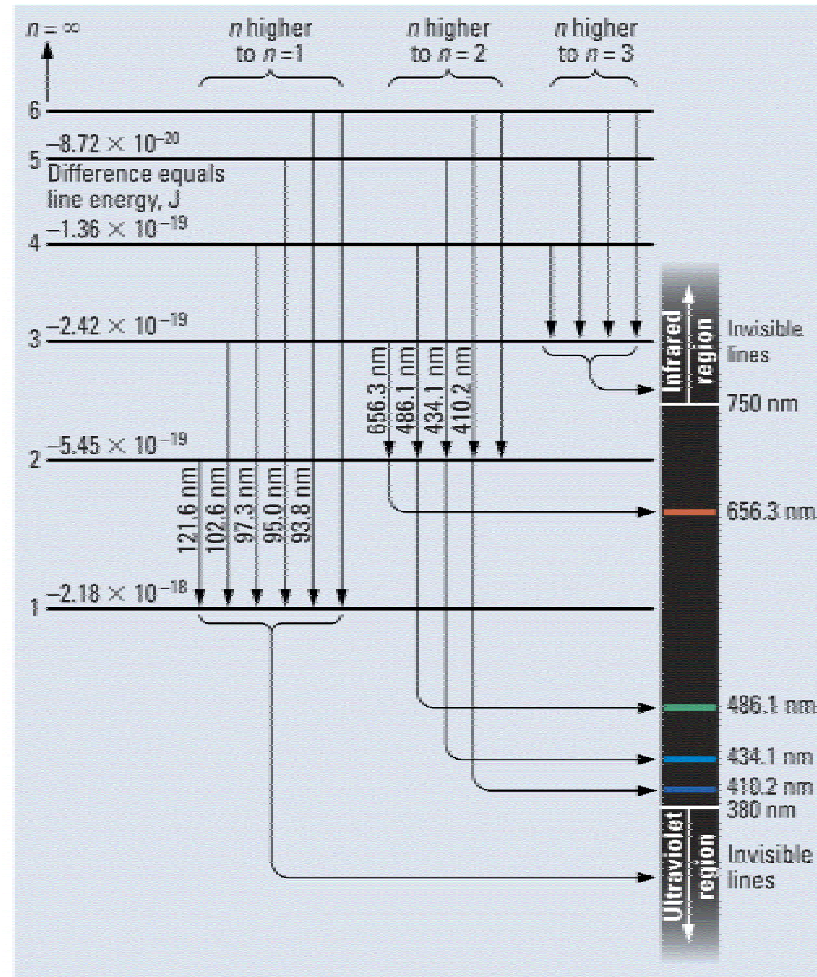
$g(x)$ 는 real, and non-negative numbers

(예, $|\Psi(x)|^2$)

$$P(a \leq x \leq b) = \int_a^b |\Psi(x)|^2 dx$$

$$\text{normalization} \Rightarrow \int_{-\infty}^{\infty} |\Psi(x)|^2 dx = 1$$

Hydrogen Spectrum



Line Spectra

Lyman series \rightarrow ultraviolet

$$n > 1 \rightarrow n = 1$$

Balmer series \rightarrow visible light

$$n > 2 \rightarrow n = 2$$

Paschen series \rightarrow infrared

$$n > 3 \rightarrow n = 3$$

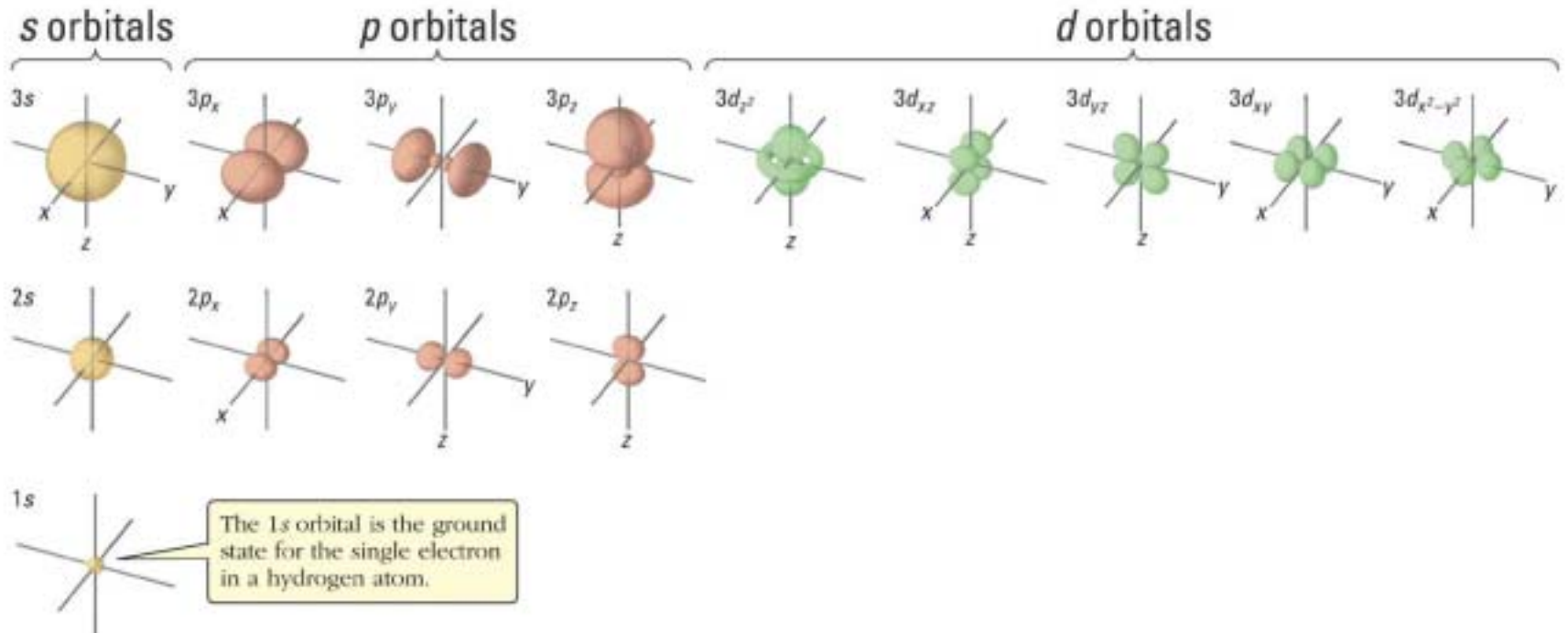
Orbitals

- region of probability of finding an electron around the nucleus
- 4 types \rightarrow s p d f
- maximum of 2 electrons per orbital

Pure Atomic Orbitals

| | shape | # of orbitals / energy level |
|---|--------------|------------------------------|
| s | spherical | 1 |
| p | dumbbell | 3 |
| d | complex | 5 |
| f | very complex | 7 |

Atomic Orbitals



Quantum Numbers

$n \rightarrow$ energy level

– (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, etc.)

$l \rightarrow$ type of orbital: Shape of the orbitals

– (s: $l=0$; p: $l=1$; d: $l=2$; f: $l=3$)

$m_l \rightarrow$ which orbital: Direction of the orbitals

– (one value per orbital: from $-l \rightarrow$ to l)

$s \rightarrow$ Direction of spin

– ($-1/2$ or $+1/2$)

Quantum Numbers

TABLE 7.3 Relationships Among n , l , and m_l for the First Four Principal Energy Levels

| n value | l value | Subshell designation | m_l values | No. of orbitals in subshell | Total number of orbitals in shell, n^2 |
|--------------|--------------|-------------------------|---------------------------|-----------------------------------|--|
| 1 | 0 | 1s | 0 | 1 | 1 |
| 2 | 0 | 2s | 0 | 1 | 4 |
| 2 | 1 | 2p | 1, 0, -1 | 3 | |
| 3 | 0 | 3s | 0 | 1 | 9 |
| 3 | 1 | 3p | 1, 0, -1 | 3 | |
| 3 | 2 | 3d | 2, 1, 0, -1, -2 | 5 | |
| 4 | 0 | 4s | 0 | 1 | 16 |
| 4 | 1 | 4p | 1, 0, -1 | 3 | |
| 4 | 2 | 4d | 2, 1, 0, -1, -2 | 5 | |
| 4 | 3 | 4f | 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3 | 7 | |

Electrons

TABLE 7.4 Number of Electrons Accommodated in Electron Shells and Subshells

| Electron shell (n) | Subshells available ($= n$) | Orbitals available | Number of electrons possible in subshell | Maximum electrons for n th shell ($= 2n^2$) |
|------------------------|-------------------------------|--------------------|--|---|
| 1 | <i>s</i> | 1 | 2 | 2 |
| 2 | <i>s</i> | 1 | 2 | 8 |
| | <i>p</i> | 3 | 6 | |
| 3 | <i>s</i> | 1 | 2 | 18 |
| | <i>p</i> | 3 | 6 | |
| | <i>d</i> | 5 | 10 | |
| 4 | <i>s</i> | 1 | 2 | 32 |
| | <i>p</i> | 3 | 6 | |
| | <i>d</i> | 5 | 10 | |
| | <i>f</i> | 7 | 14 | |
| 5 | <i>s</i> | 1 | 2 | 50 |
| | <i>p</i> | 3 | 6 | |
| | <i>d</i> | 5 | 10 | |
| | <i>f</i> | 7 | 14 | |
| | <i>g</i> * | 9 | 18 | |
| 6 | <i>s</i> | 1 | 2 | 72 |
| | <i>p</i> | 3 | 6 | |
| | <i>d</i> | 5 | 10 | |
| | <i>f</i> * | 7 | 14 | |
| | <i>g</i> * | 9 | 18 | |
| | <i>h</i> * | 11 | 22 | |
| 7 | <i>s</i> | 1 | 2 | |

* These orbitals are not used in the ground state of any known element.

Electron Filling Order Diagram

1s

2s 2p

3s 3p 3d

4s 4p 4d 4f

5s 5p 5d 5f

6s 6p 6d

7s

Electronic Configuration and the Periodic Table

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|-----------|-----------|-----------|--|--|--|--|--|--|--|--|--|------------|------------|------------|------------|------------|------------|----|
| 1A (1) | 2A (2) | | | | | | | | | | | 3A (13) | 4A (14) | 5A (15) | 6A (16) | 7A (17) | 8A (18) | |
| 1s | | | | | | | | | | | | | | | | | | 1s |
| 2s | | 3B (3) | | | | | | | | | | | | | 2p | | | |
| 3s | | | | | | | | | | | | | | | 3p | | | |
| 4s | 3d | | | | | | | | | | | | | | 4p | | | |
| 5s | 4d | | | | | | | | | | | | | | 5p | | | |
| 6s | 5d | | | | | | | | | | | | | | 6p | | | |
| 7s | 6d | | | | | | | | | | | | | | 7p | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Electronic Configurations

The shorthand representation of the occupancy of the energy levels (shells and subshells) of an atom by electrons.

Electronic Configuration

H atom

1 electron

$1s^1$

Electronic Configuration

He atom

2 electrons

$1s^2$

Electronic Configuration

Li atom

3 electrons

$1s^2, 2s^1$

Electronic Configuration

Cl atom

17 electrons



Electronic Configuration

As atom

33 electrons

$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$

or

$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$

Electronic Configuration

negative ions

add electron(s), 1 electron for each negative charge

Electronic Configuration

S⁻² ion

(16 + 2)electrons

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

Electronic Configuration

positive ions

remove electron(s), 1 electron for each
positive charge

Electronic Configuration

Mg⁺² ion

(12-2)electrons

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

Each additional electron “shell” shields the outer electrons from the nuclear charge

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

where $Z_{\text{eff}} \rightarrow$ effective nuclear charge
 $Z \rightarrow$ nuclear charge, atomic number
 $S \rightarrow$ shielding constant

* Polyelectronic atoms

전자가 많아지면 전자와 전자 사이의 반발력과 내부전자에 의한 차폐를 고려하여야 한다.
(electron correlation problem)

- 현재 전자의 위치 (r)보다 외부의 전자의 영향은 그 평균값이 0이고, 이보다 내부에 위치한 전자들은 원자의 중심에 총 전하가 모여서 해당 전자에 영향을 미치는 것과 같은 효과를 갖는다. 따라서 해당 전자는 중심에 있는 핵의 전하에서 내부의 전자의 전하만큼 감소한 값을 느끼게 된다. 이는 내부의 전자가 핵의 전하를 가리고 있는 것으로 생각할 수 있으며 이를 차폐(shielding)라 한다. 이때 해당 전자가 핵으로부터 느끼는 유효한 +전하의 크기를 유효핵전하(Z_{eff})라 한다.
- shielding의 정도는 전자가 핵에 가까이 갈수록 작아진다. 이는 해당 전자가 내부의 shell에 있는 전자의 위치보다 핵에 더 가까이 갈 수 있는 능력, 즉 침투(penetration)의 정도에 반비례한다.
- 일반적으로 s 전자의 침투정도가 가장 크며, p 전자, d 전자의 순으로 가면서 침투의 정도가 감소한다.

s 전자:

greater penetration \rightarrow less shielding \rightarrow larger Z_{eff}
 \rightarrow tightly bound electron \rightarrow lower energy

나머지 전자들의 에너지 준위는 $s < p < d < f$ 의 순

- valence electrons = 원자가전자 = 최외각전자: 가장 바깥 껍질에 있는 전자들.

화학결합등의 화학적인 성질을 지배한다. valence electron의 안에 있는 전자는 core electron(내부전자)라 부른다. 주기율표의 같은 열에 속한 원소들을 같은 족(group)에 속한다고 하며, 이들은 valence electron의 전자배치가 같고 따라서 화학적 성질도 비슷하다.

예) 1족원소들: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

- 4 주기 원소

3d 보다 4s 오비탈을 먼저 채운다.

K: $[Ar] 4s^1$ Ca: $[Ar] 4s^2$

transition metals (전이금속) : d 오비탈을 채우는 원소

Sc, Ti, ..., Zn (10개의 원소)

특이사항) Cr: $[Ar] 4s^1 3d^5$ Cu: $[Ar] 4s^1 3d^{10}$

half-filled or filled shell

4p 오비탈을 채우는 전형원소들: Ga, ..., Kr

- f 오비탈을 채우는 원소들: f-내부전이금속

lanthanides (4f) and actinides (5f)

Lewis Electron Dot Structures

TABLE 7.7 Lewis Dot Symbols for Atoms

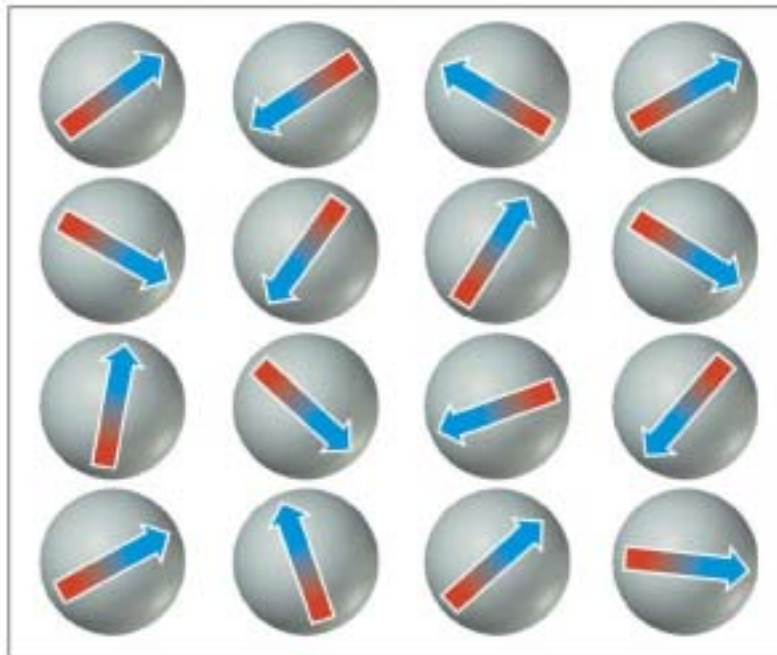
| 1A ns^1 | 2A ns^2 | 3A ns^2np^1 | 4A ns^2np^2 | 5A ns^2np^3 | 6A ns^2np^4 | 7A ns^2np^5 | 8A ns^2np^6 |
|--------------|--------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| Li • | • Be • | • B • | • C • | • N • | : O • | : F • | : Ne : |
| Na • | • Mg • | • Al • | • Si • | • P • | : S • | : Cl • | : Ar : |

Magnetism

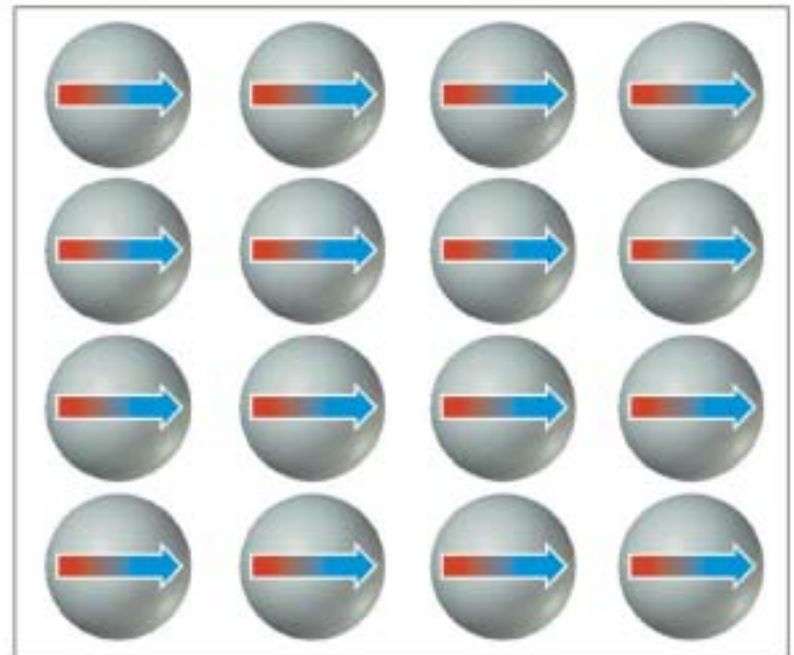
- result of the spin of electrons
- diamagnetism - no unpaired electrons
- paramagnetism - one or more unpaired electrons
- ferromagnetism - case of paramagnetism where the substance retains its magnetism

Magnetism

Paramagnetism: The atoms or ions with magnetic moments are not aligned. If the substance is in a magnetic field, they align with and against the field. Magnetism is weak.



Ferromagnetism: The spins of unpaired electrons in clusters of atoms or ions are aligned in the same direction. In a magnetic field these domains all align and stay aligned when the field is removed.



Trends in the Periodic Table

- atomic radius
- ionic radius
- ionization energy
- electron affinity

Atomic Radius

- decrease left to right across a period
 - as nuclear charge increases, number of electrons increase; however, the nucleus acts as a unit charge while the electrons act independently, pulling electrons towards the nucleus, decreasing size

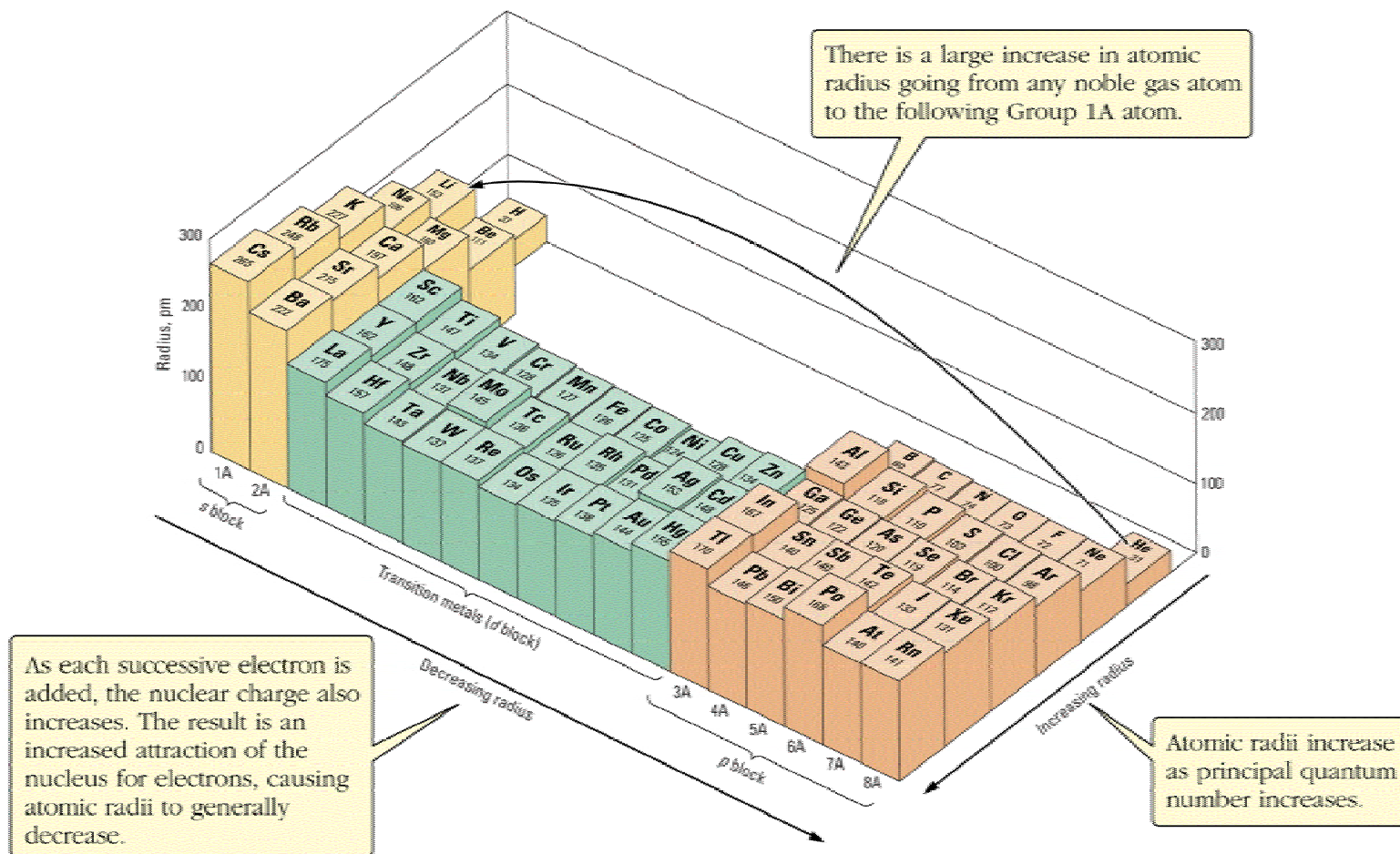
Atomic Radius

- increases from upper right corner to the lower left corner

Atomic Radius of Main Group Elements

| 1A | | 2A | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A | 8A |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-------------|-------------|----------|
| H 37 | | | | | | | | He 31 |
| Li 152 | Be 111 | B 80 | C 77 | N 74 | O 73 | F 72 | Ne 71 | |
| Na 186 | Mg 160 | Al 143 | Si 118 | P 110 | S 103 | Cl 100 | Ar 98 | |
| K 227 | Ca 197 | Ga 125 | Ge 122 | As 120 | Se 119 | Br 114 | Kr 112 | |
| Rb 248 | Sr 215 | In 167 | Sn 140 | Sb 140 | Te 142 | I 133 | Xe 131 | |
| Cs 265 | Ba 222 | Tl 170 | Pb 146 | Bi 150 | Po 168 | At [140] | Rn [141] | |

Atomic Radius of s-, p-, and d- Block Elements



Ionic Radius

- same trends as for atomic radius
- positive ions smaller than atom
- negative ions larger than atom

Ionic Radius

Isoelectronic Series

- series of negative ions, noble gas atom, and positive ions with the same electronic configuration
- size decreases as “positive charge” of the nucleus increases

Isoelectronic Series

TABLE 7.8 Noble Gas Atoms and Their Isoelectronic Ions

(All $1s^2$)

He, Li^+ , Be^{2+} , H^-

(All $1s^2 2s^2 2p^6$)

Ne, Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , F^- , O^{2-}

(All $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$)

Ar, K^+ , Ca^{2+} , Ga^{3+} , Cl^- , S^{2-}





















(All $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$)

Kr, Rb^+ , Sr^{2+} , Br^- , Se^{2-}

(All $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$)

Xe, Cs^+ , Ba^{2+} , I^- , Te^{2-}

Sizes of Ions and their Neutral Atoms

| Group 1A (1) | | Group 2A (2) | | Group 3A (13) | | Group 6A (16) | | Group 5A (17) | |
|------------------------|---|-------------------------|---|------------------------|---|-------------------------|---|------------------------|--|
| Ion | Atom | Ion | Atom | Ion | Atom | Ion | Atom | Ion | Atom |
| Li ⁺ 76 |  Li 152 | Be ²⁺ 45 |  Be 112 | B ³⁺ 23 |  B 85 | O ²⁻ 140 |  O 73 | F ⁻ 133 |  F 72 |
| Na ⁺ 102 |  Na 186 | Mg ²⁺ 66 |  Mg 160 | Al ³⁺ 51 |  Al 143 | S ²⁻ 184 |  S 103 | Cl ⁻ 181 |  Cl 100 |
| K ⁺ 151 |  K 227 | Ca ²⁺ 100 |  Ca 197 | Ga ³⁺ 62 |  Ga 135 | Se ²⁻ 198 |  Se 119 | Br ⁻ 196 |  Br 114 |
| Rb ⁺ 161 |  Rb 248 | Sr ²⁺ 126 |  Sr 215 | In ³⁺ 80 |  In 167 | Te ²⁻ 207 |  Te 142 | I ⁻ 220 |  I 133 |

Ionization Energy

- energy necessary to remove an electron to form a positive ion
- low value for metals, electrons easily removed
- high value for non-metals, electrons difficult to remove
- increases from lower left corner of periodic table to the upper right corner

Ionization Energies

first ionization energy

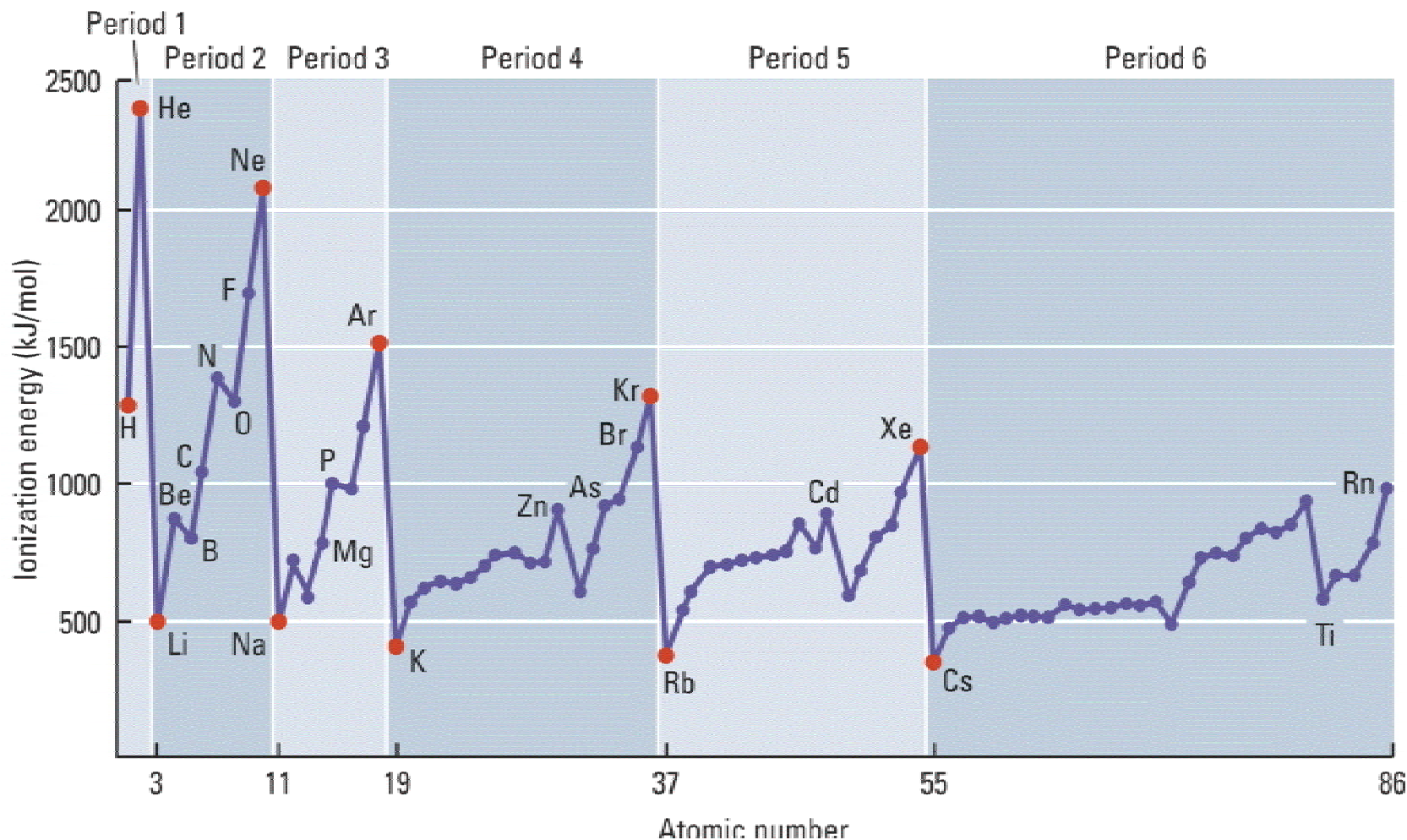
- energy to remove first electron from an atom

second ionization energy

- energy to remove second electron from a +1 ion

etc.

First Ionization Energies



Electron Affinity

- energy released when an electron is added to an atom
- same trends as ionization energy, increases from lower left corner to the upper right corner
- metals have low “EA”
- nonmetals have high “EA”

Electron Affinities

TABLE 7.10 Electron Affinities (kJ/mol)

| 1A (1) | 2A (2) | 3A (13) | 4A (14) | 5A (15) | 6A (16) | 7A (17) | 8A (18) |
|-----------|-----------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| H -73 | | | | | | | He > 0 |
| Li -60 | Be > 0 | B -27 | C -122 | N > 0 | O -141 | F -328 | Ne > 0 |
| Na -53 | Mg > 0 | Al -43 | Si -134 | P -72 | S -200 | Cl -349 | Ar > 0 |
| K -48 | Ca -2 | Ga -30 | Ge -119 | As -78 | Se -195 | Br -325 | Kr > 0 |
| Rb -47 | Sr -5 | In -30 | Sn -107 | Sb -103 | Te -190 | I -295 | Xe > 0 |