



โครงสร้างอะตอม (Atomic Structure)

เคมีพื้นฐานสำหรับปี 1 ระดับมหาวิทยาลัย

โดย

รศ. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์

ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์

จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย

Periodic Table of The Elements



H																			He
Li	Be											B	C	N	O	F		Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe	
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn	
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub								
			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		Lu	
			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		Lr	



ความสัมพันธ์ระหว่าง

- ☀ จำนวนอิเล็กตรอนในระดับพลังงาน
- ☀ จำนวนธาตุในตารางธาตุ
- ☀ จำนวนเลขอะตอมของธาตุหมู่ VIII



จำนวนอิเล็กตรอน
ที่มีมากสุดใน “n”

$$= 2n^2$$

$$= 2 \times 1^2 = 2$$

$$= 2 \times 2^2 = 8$$

$$= 2 \times 3^2 = 18$$

$$= 2 \times 4^2 = 32$$

$$= 2 \times 5^2 = 50$$

“n” สุดท้ายมีอิเล็กตรอน ≤ 8 เรียกว่า “Valence electron”



จำนวนธาตุในตารางธาตุ

= 2

= 8

= 8

= 18

= 18

= 32

คาบ

1

2

3

4

5

6

ธาตุ

2

8

8

18

18

32

จะได้อะไร



$$e/n = 2n^2$$

ธาตุ/ดาบ

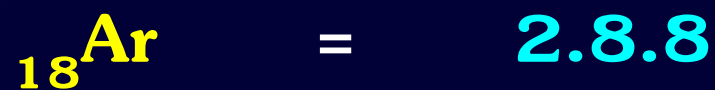
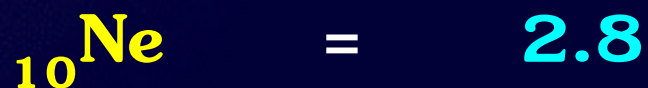
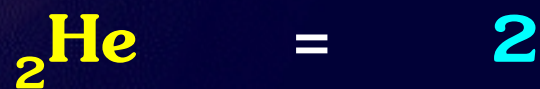
เลขอะตอมหมู่ VIII

ธาตุหมู่ VIII

2	2	2		${}_2\text{He}$
8	8	(2 + 8)	10	${}_{10}\text{Ne}$
	8	(10 + 8)	18	${}_{18}\text{Ar}$
18	18	(18 + 18)	36	${}_{36}\text{Kr}$
	18	(36 + 18)	54	${}_{54}\text{Xe}$
	32	(54 + 32)	86	${}_{86}\text{Rn}$



การจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุหมู่ VIII (Inert Gas)



ความสัมพันธ์การจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุหมู่ต่าง ๆ
กับหมู่ VIII



หมู่ VIII

หมู่ I Alkaline

หมู่ II Alkaline Earth

${}^2_2\text{He}$ (2)

${}^3_3\text{Li}$ (2.1)

${}^4_4\text{Be}$ (2.2)

${}^{10}_{10}\text{Ne}$ (2.8)

${}^{11}_{11}\text{Na}$ (2.8.1)

${}^{12}_{12}\text{Mg}$ (2.8.2)

${}^{18}_{18}\text{Ar}$ (2.8.8)

${}^{19}_{19}\text{K}$ (2.8.8.1)

${}^{20}_{20}\text{Ca}$ (2.8.8.2)



แสดงการบรรจุอิเล็กตรอนใน Orbital

คาบ 1

${}_1\text{H}$

${}_2\text{He}$

เรียงอิเล็กตรอน

1

2

$1s^1$

$1s^2$

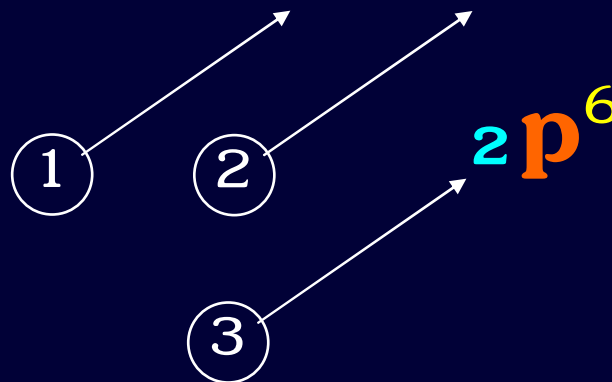
คาบ 2



จาก

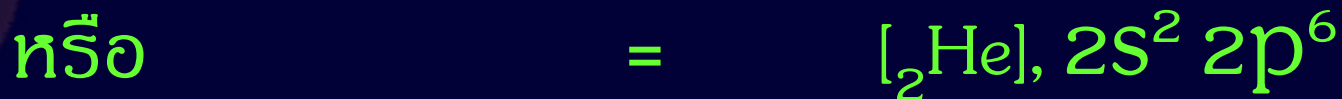
$${}_{10}\text{Ne} \text{ เรียง } e^- = 2 \cdot 8$$

อิเล็กตรอนใน Orbital

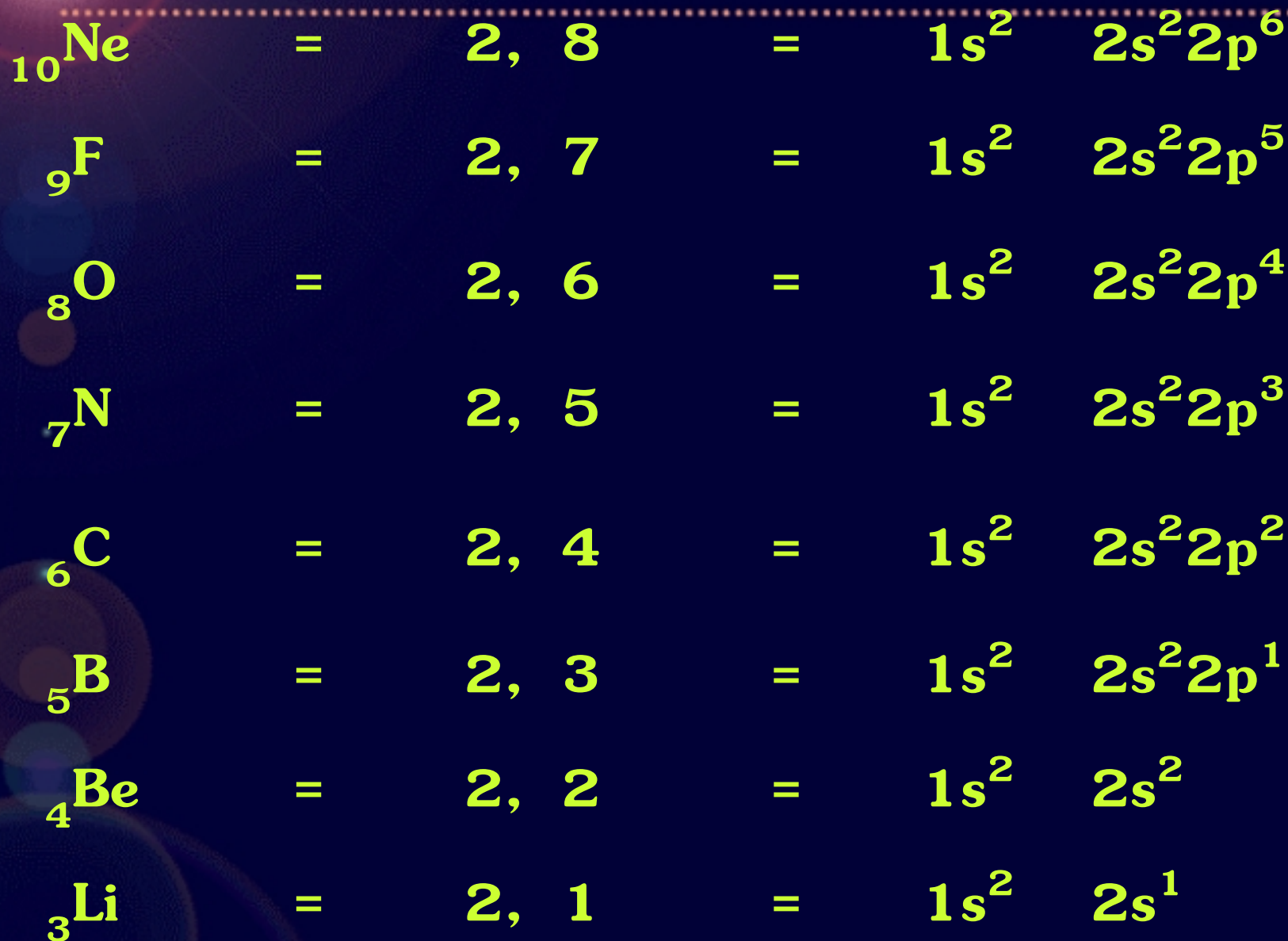




เพราะฉะนั้น



(Shorthand)





การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมใน Orbital ที่เรียกว่า “Electron Configuration” ต้องเป็นไปตามกฎและหลักดังนี้

- + **หลักอัฟบาว (Aufbau Principle)** ต้องบรรจุอิเล็กตรอนใน orbital ของระดับพลังงาน (Energy level) ที่มีค่าต่ำสุดก่อน
- + **หลักกีดกันของพอลลี (Pauli's Exclusion Principle)** มีใจความว่า “แต่ละ orbital มีอิเล็กตรอนได้ไม่เกินสองและหมุนอยู่ใน orbital คนละทาง”
- + **กฎของฮุนด์ (Hund's Rule)** กล่าวว่าต้องบรรจุอิเล็กตรอนทีละหนึ่งตัว ใน orbital ที่มีระดับพลังงานเท่ากัน

ตัวอย่าง



1. H มี $Z = 1$ แสดงว่ามีอิเล็กตรอน = 1



ตามหลัก Aufbau

2. He มี $Z = 2$ แสดงว่ามีอิเล็กตรอน = 2

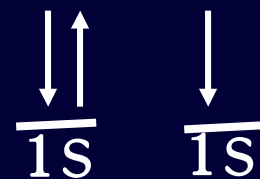


ตามหลัก Pauli



3. Li มี $Z = 3$ แสดงว่ามีอิเล็กตรอน = 3

\therefore Li มีอิเล็กตรอนคอนฟิกรูเรชัน = $1s^2 2s^1$

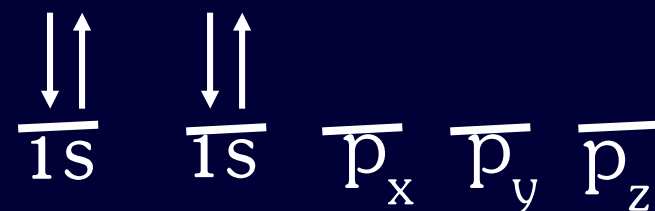


ตามหลัก Pauli



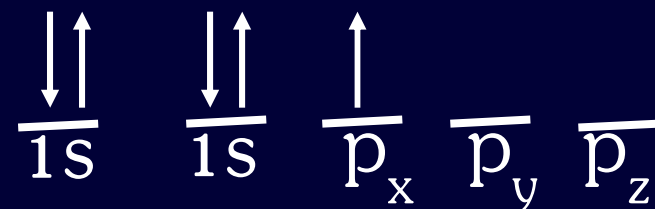
4. Be มี $Z = 4$ แสดงว่ามีอิเล็กตรอน = 4

\therefore Be มีอิเล็กตรอนคอนฟิกรูเรชัน = $1s^2 2s^2$



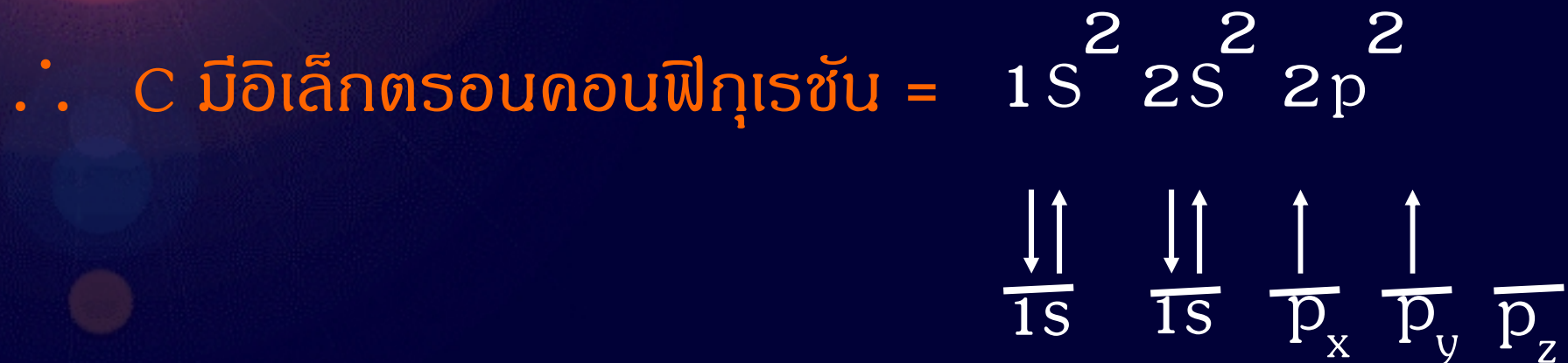
5. B มี $Z = 5$ แสดงว่ามีอิเล็กตรอน = 5

\therefore B มีอิเล็กตรอนคอนฟิกรูเรชัน = $1s^2 2s^2 2p_x^1$

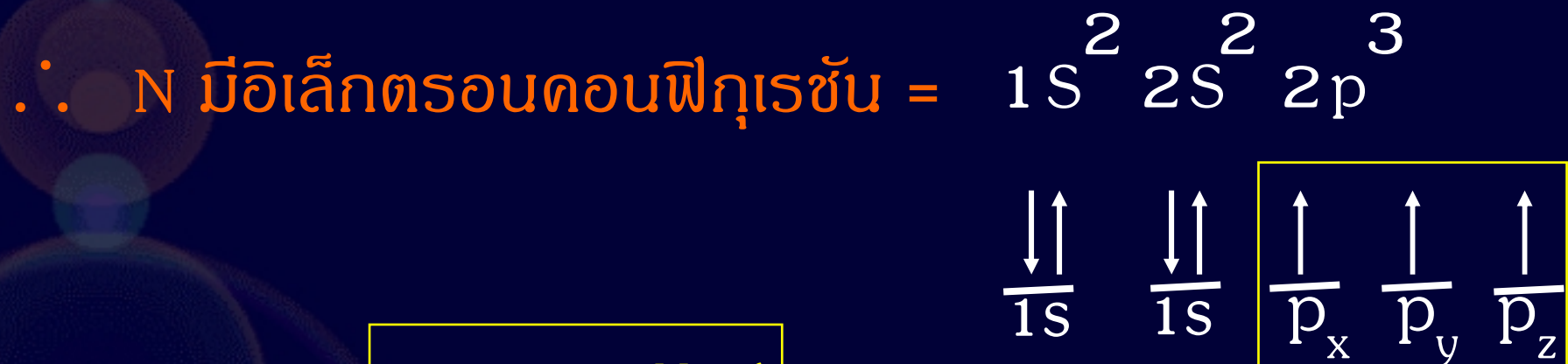




6. C มี $Z = 6$ แสดงว่ามีอิเล็กตรอน = 6



7. N มี $Z = 7$ แสดงว่ามีอิเล็กตรอน = 7



ตามกฎของ Hund

Electron configuration



ใช้ธาตุหมู่ VIII เป็นหลัก

1. การเขียนอิเล็กตรอนที่มากสุดในระดับพลังงาน n ตามสูตร

$$e/n = 2n^2$$

$$e/1 = 2 \cdot 1^2 = 2$$

$$e/2 = 2 \cdot 2^2 = 8$$

$$e/3 = 2 \cdot 3^2 = 18$$

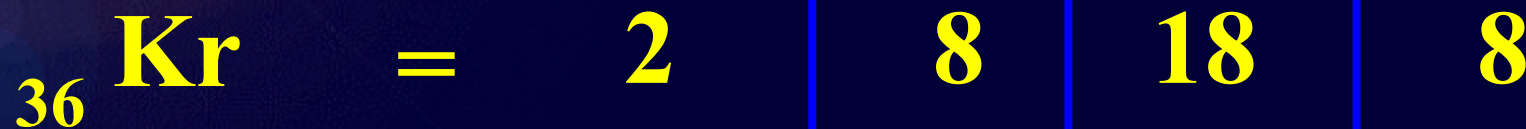
$$e/4 = 2 \cdot 4^2 = 32$$

$$e/5 = 2 \cdot 5^2 = 50$$

$$e/n \leq 8 = \text{Valence electron}$$



2. เขียน orbital ตามอิเล็กตรอน / ระดับพลังงานเป็น



s

s

s

s

p

p

p

d



3. เขียนจำนวนอิเล็กตรอนบน orbital

36 Kr	=	2	8	18	8
		s²	s² p⁶	s² p⁶ d¹⁰	s² p⁶



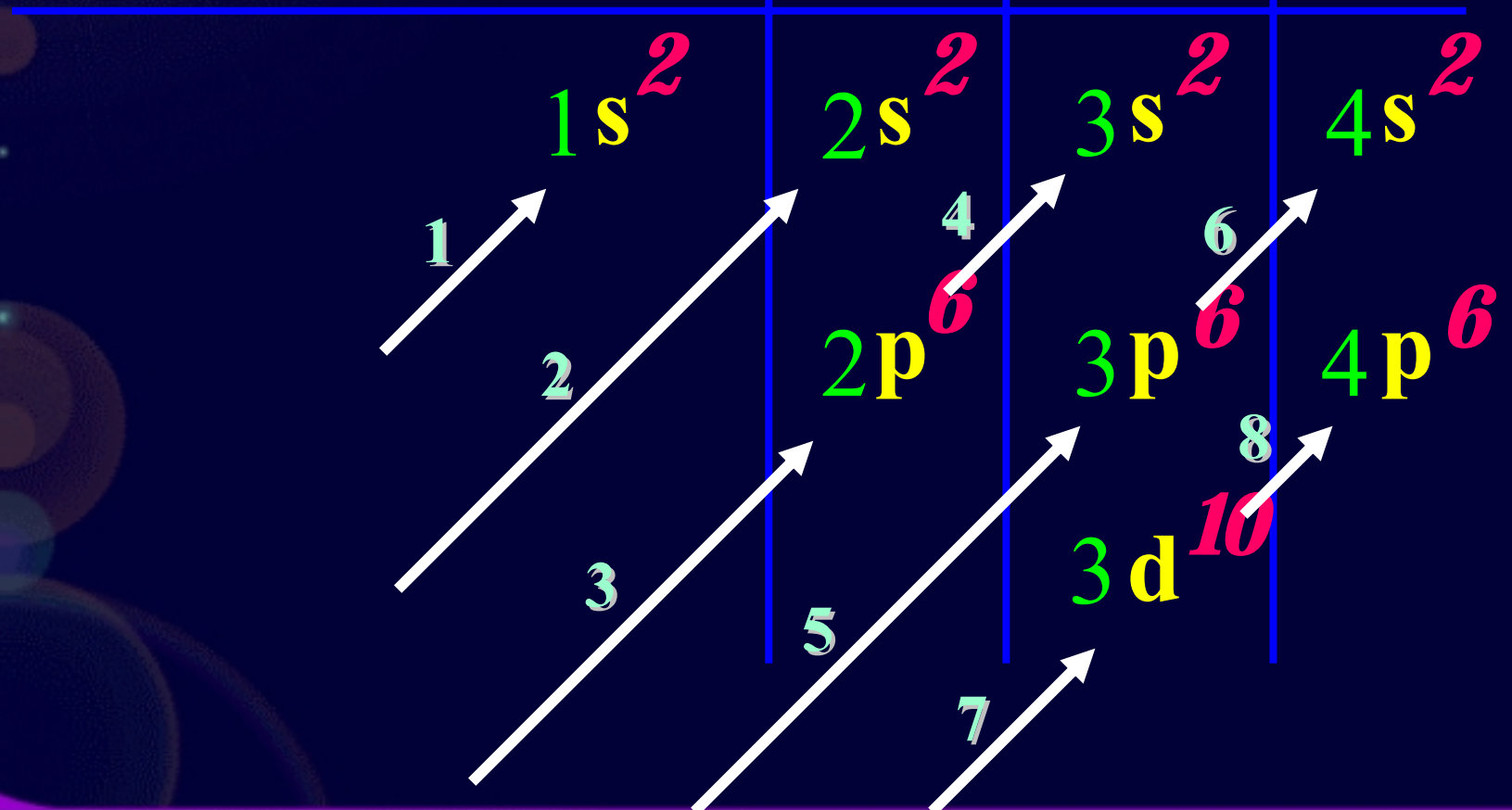
4. เขียนค่าของ 'n' ข้างซ้ายของ orbital

36 Kr	=	2	8	18	8
		1s²	2s²	3s²	4s²
			2p⁶	3p⁶	4p⁶
				3d¹⁰	



5. เขียนคู่อิเล็กตรอนแสดงการบรรจุ e/n

36 Kr = 2 | 8 | 18 | 8





6. Electron configuration ของ ${}_{36}\text{Kr}$ คือ



หรือเขียนสั้น ๆ ว่า





วิธีการเขียน Electron configuration

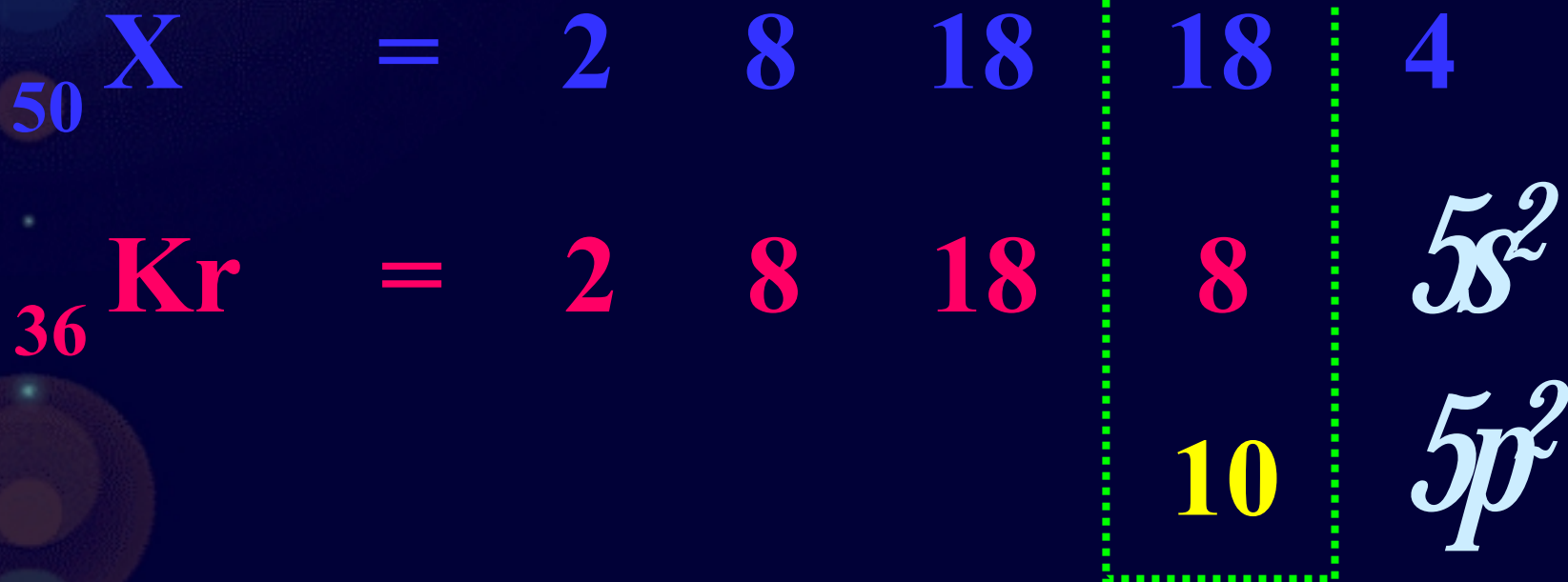
1. เขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุที่ถาม
2. เขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนของก๊าซเฉื่อยที่มีเลขอะตอม (z) น้อยกว่าที่ถามดังตัวอย่าง





3. คุณสมบัติของอิเล็กตรอนในระดับที่ 4

และเขียน orbital ของอิเล็กตรอนในระดับสุดท้าย

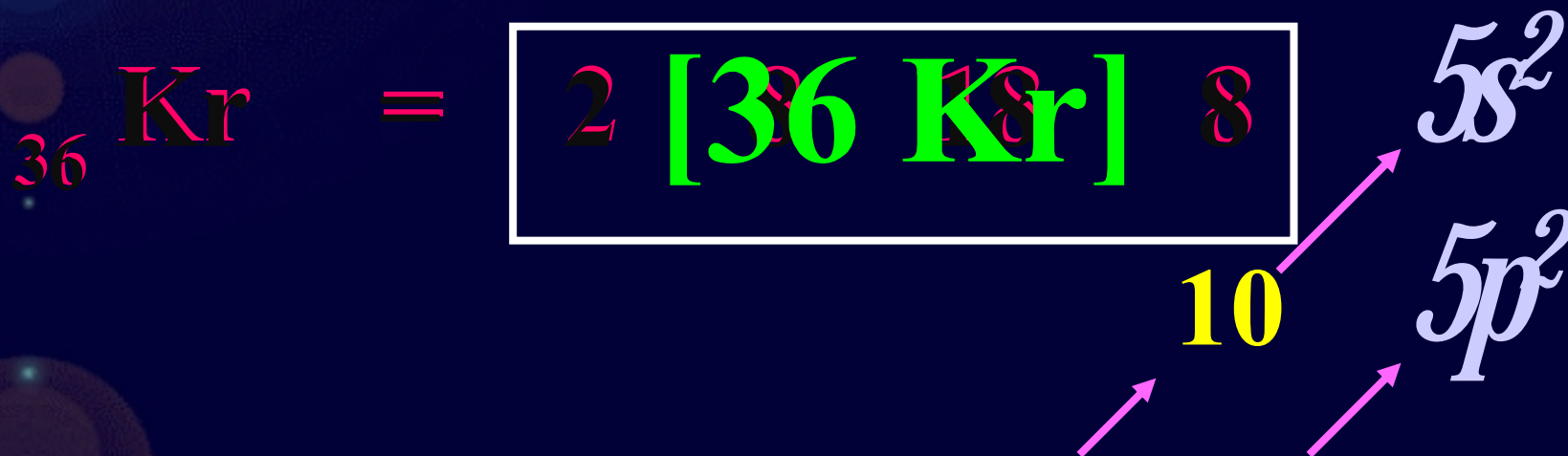


10 คือ อิเล็กตรอนใน d orbital



4. เขียน Electron configuration ของ $_{50}\text{X}$ ได้ดังนี้

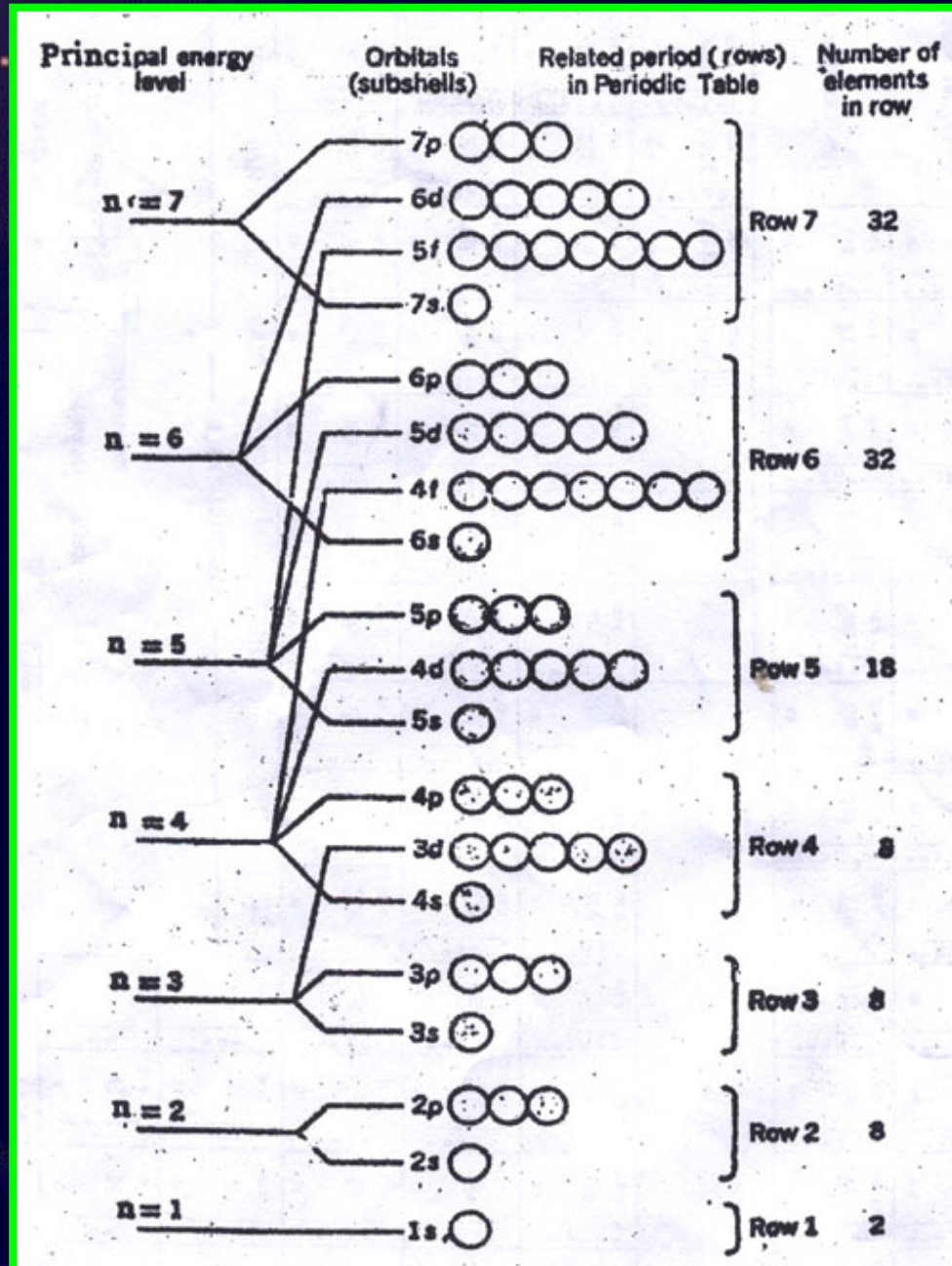
$$_{50}\text{X} = 2 \quad 8 \quad 18 \quad 18 \quad 4$$



Electron configuration ของ $_{50}\text{X}$ คือ



แผนภาพแสดงระดับพลังงานของ Atomic Orbitals

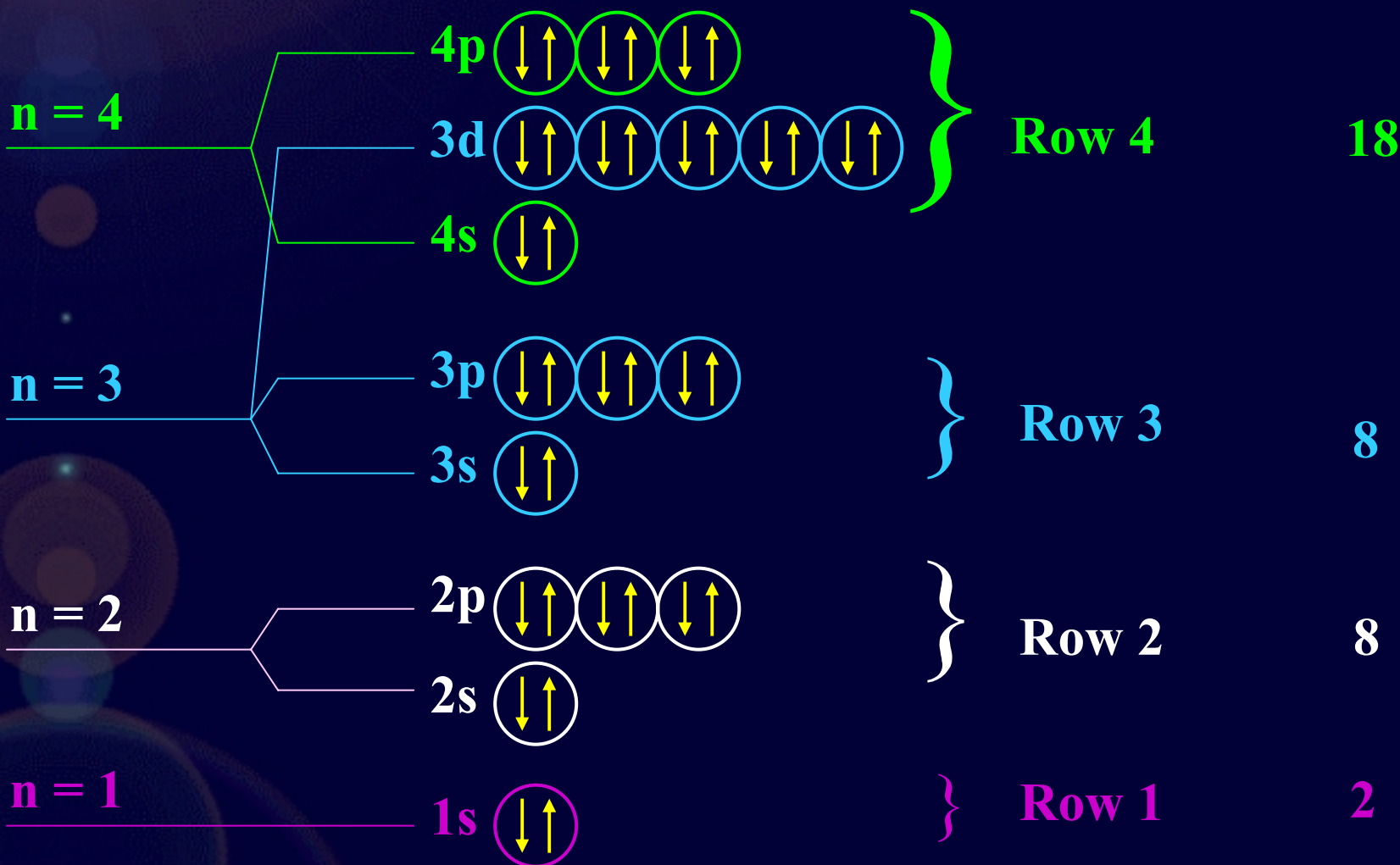


Principal Energy
level

Orbitals
(subshells)

Related period (rows)
in Periodic Table

Number of
elements in row



Principal Energy

Orbitals

Related period (rows)

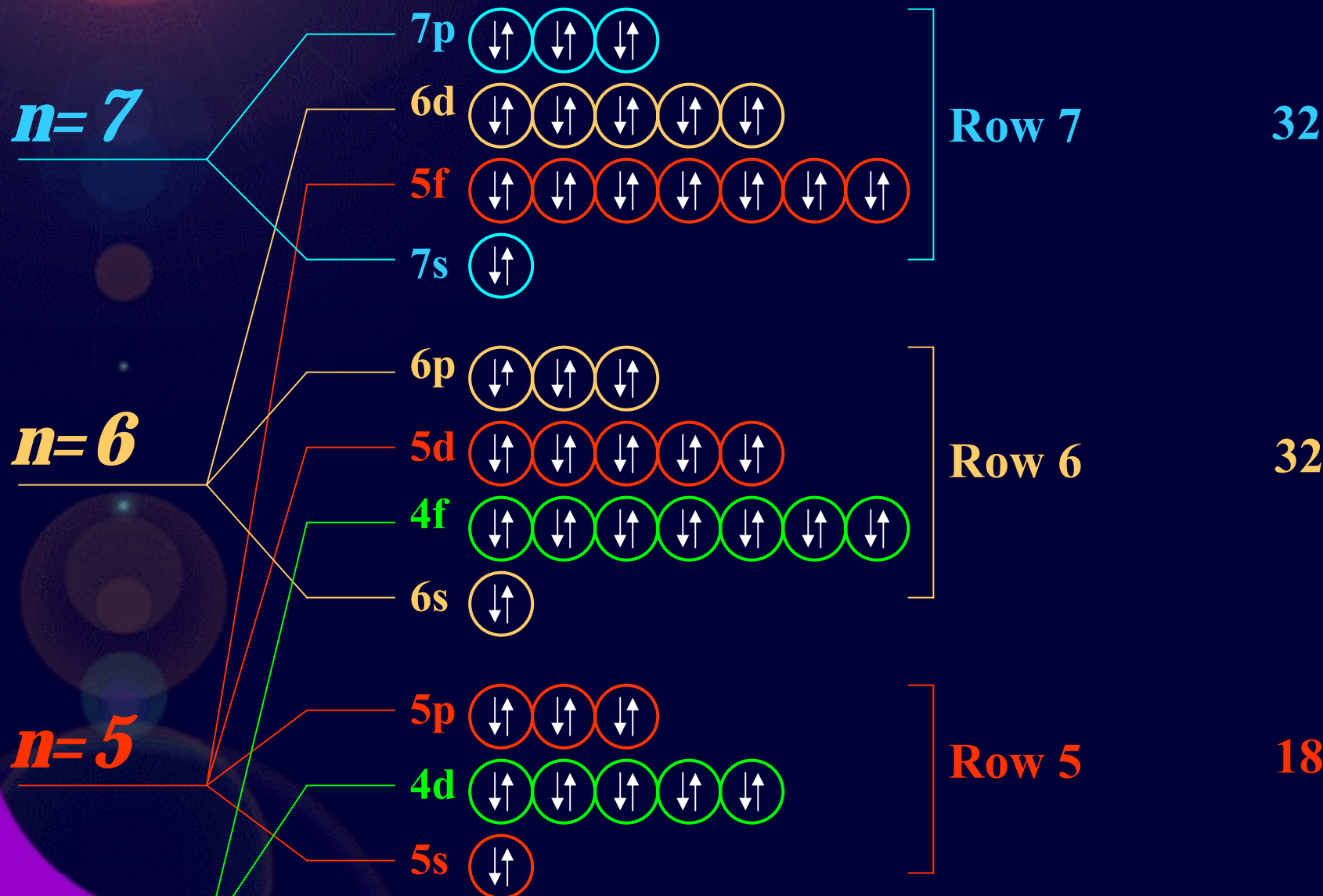
Number of

level

(subshells)

in Periodic Table

elements in row

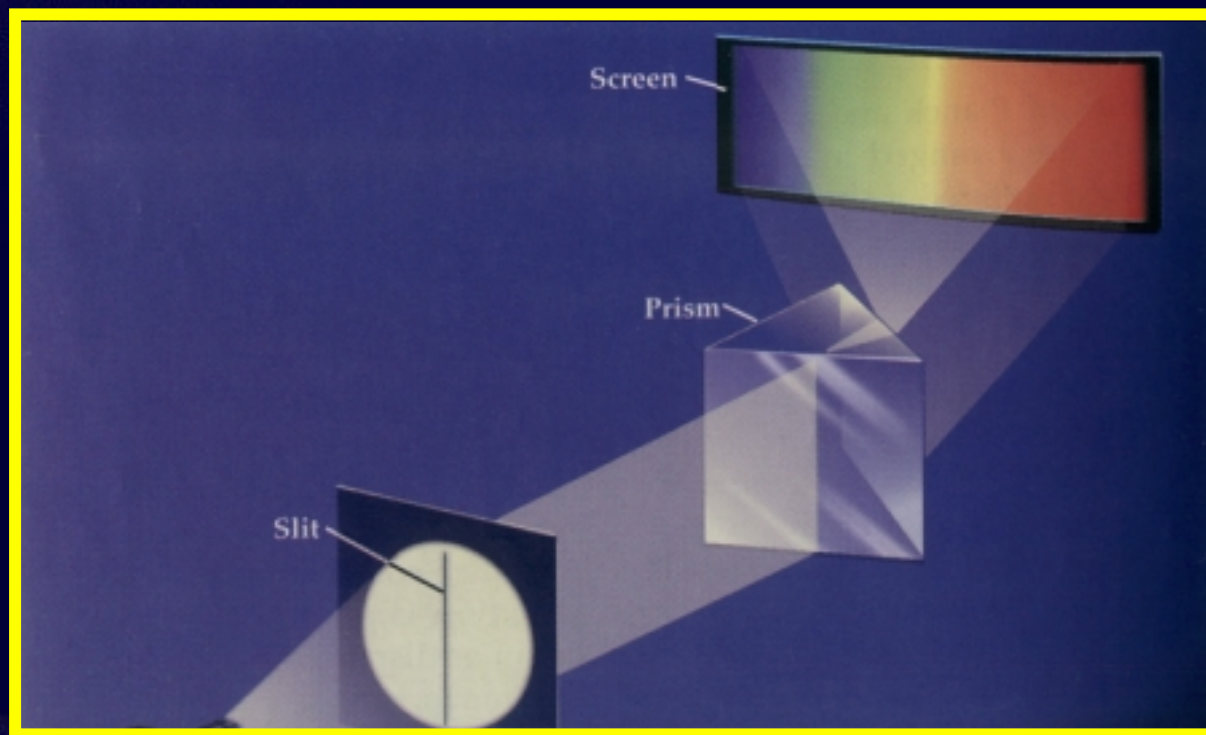




อะตอม

การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม

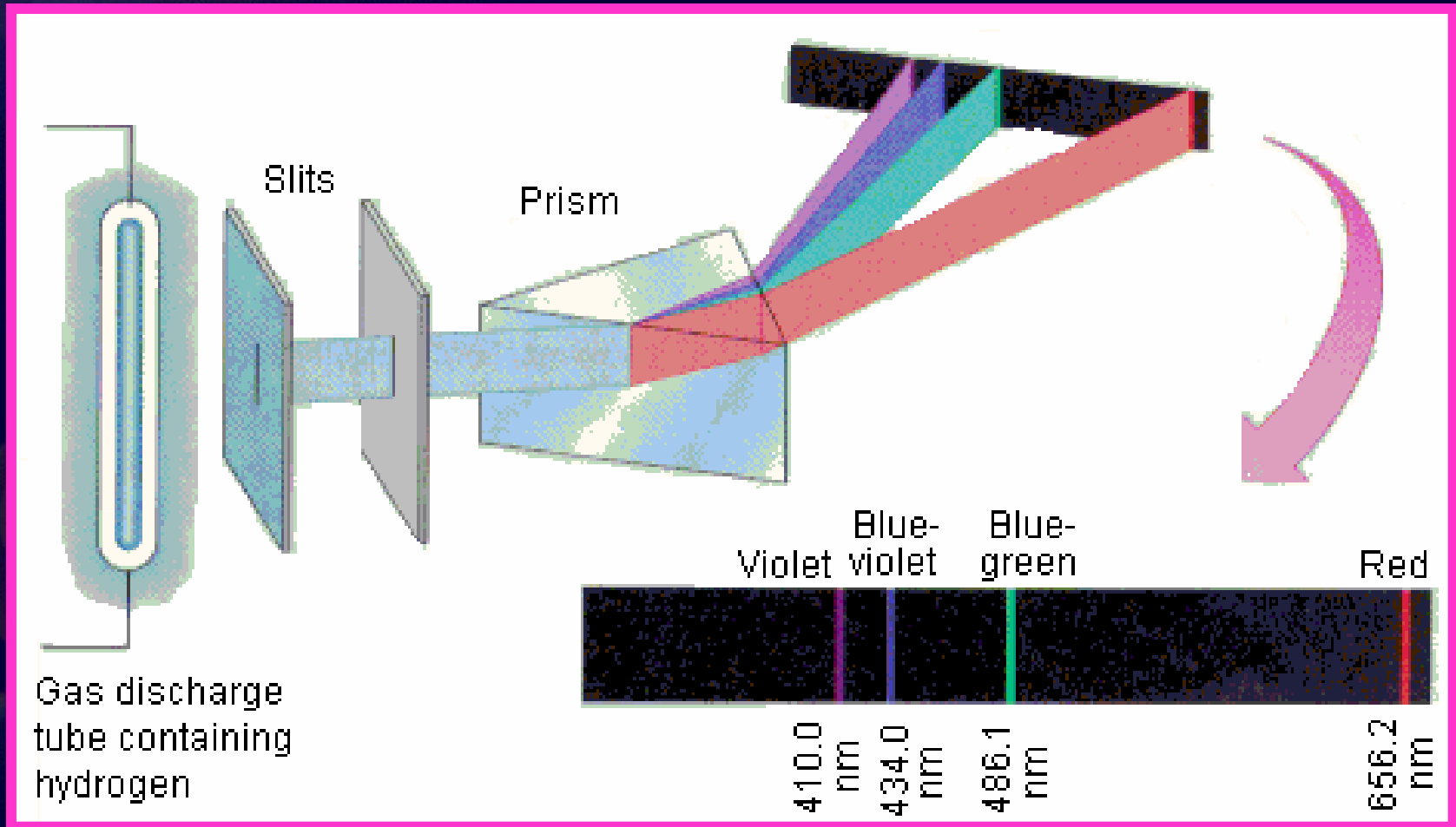
Atomic Spectra



A Continuous Spectrum



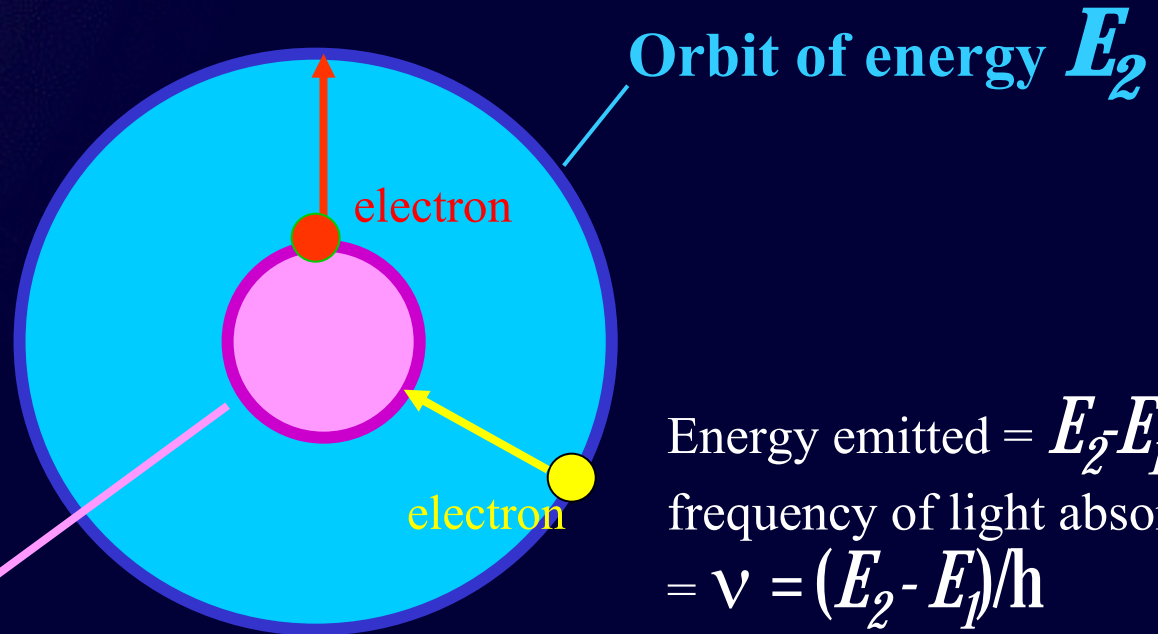
A Line Spectrum (An Emission Spectrum)



The origin of Spectral Line



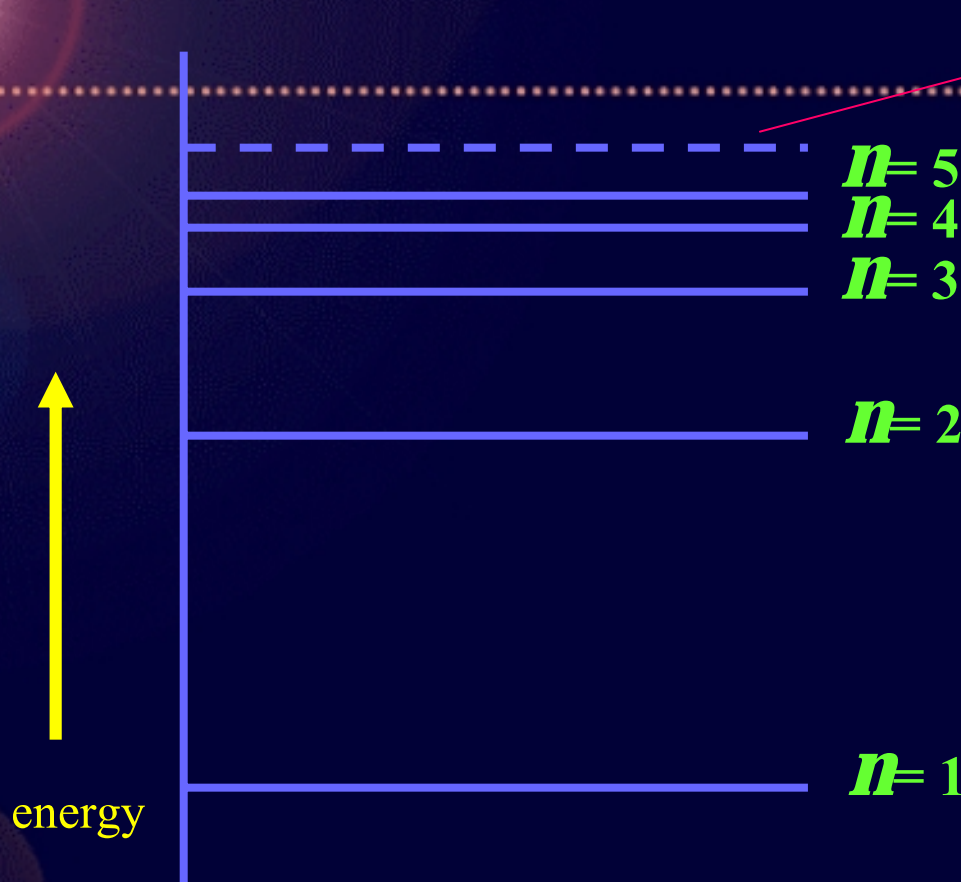
Energy absorbed = $E_2 - E_1$
frequency of light absorbed
= $\nu = (E_2 - E_1)/h$



Energy emitted = $E_2 - E_1$
frequency of light absorbed
= $\nu = (E_2 - E_1)/h$

The emit energy as light with a frequency given by Planck 's equation

$$h\nu = E_2 - E_1$$



At this level, the electron has
enough energy to escape:
the atom is ionised

The energy level of various values of the quantum number, n

Quantum Theory



เป็นทฤษฎีที่ใช้อธิบายการบรรจุอิเล็กตรอนมีเลข 4 ค่าที่สำคัญคือ

1. Principle Quantum Number ; n (energy level)

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$$

2. Angular Quantum Number ; l (shape of elliptical orbital)

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, n$$
$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$$



<i>l</i>	0	1	2	3	4
ชื่อของ orbital	s	p	d	f	g

$$n=1 \rightarrow l=0$$

$$n=2 \rightarrow l=0, 1$$

$$n=3 \rightarrow l=0, 1, 2$$



3. Magnetic Quantum Number ; m_l
*(maximum number of orbital for
the different value of l as)*

One s orbital
three p orbitals
five d orbital
seven f orbital



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

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

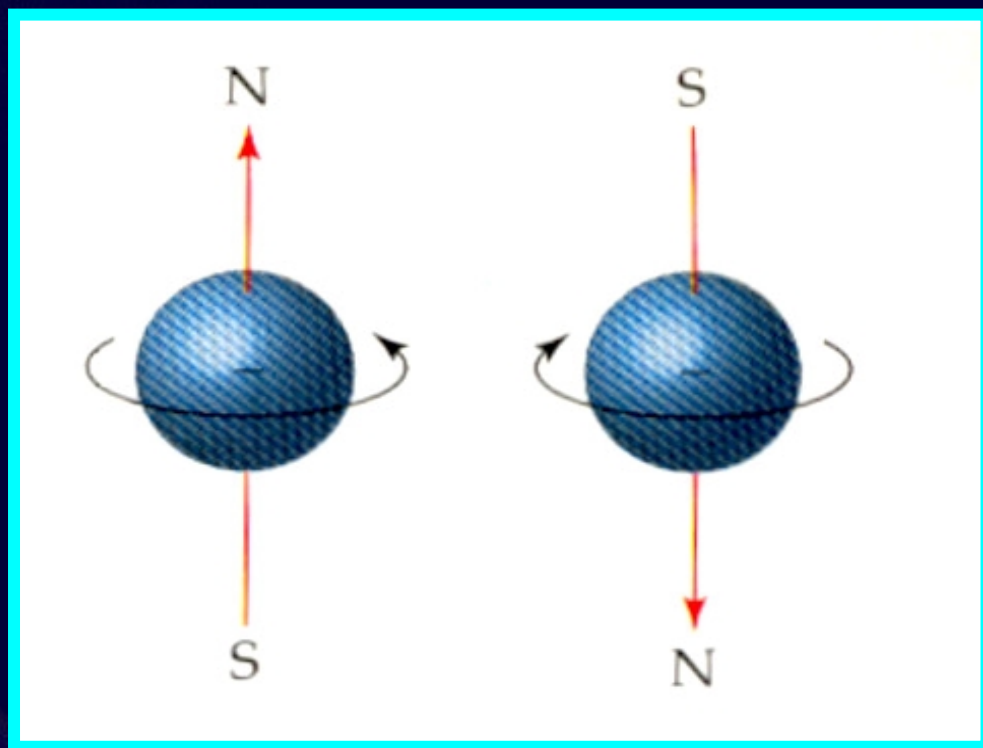
$m =$

s	s	s	s
	p	p	p
		d	d
			f



4. The Electron Spin Quantum Number ; S

S มีสองค่าคือ $-\frac{1}{2}$ และ $+\frac{1}{2}$



แสดงการหา Quantum Numbers ทั้งสี่ของ electron

ในอะตอม มีดังนี้

①

$$n=1 \quad l=0$$

m มีค่า $2l+1$ ค่า $= 2 \times 0 + 1 = 1$ ค่า

คือ $m=0$

S มี 2 ค่า คือ $-\frac{1}{2}$ และ $+\frac{1}{2}$



S เป็นค่าแสดงทิศทางการหมุนของอิเล็กตรอนใน orbital.....

อิเล็กตรอนตัวที่ 1 หมุนตามเข็มนาฬิกา (ขวามาซ้าย)

อิเล็กตรอนตัวที่ 2 หมุนทวนเข็มนาฬิกา (ซ้ายมาขวา)

เขียนรวมกันเป็นดังตาราง

n	l	m	s	จำนวน electron
1	0	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2



2

$$n = 2$$

$$l = 0, 1$$

m_l (2l + 1) ค่า

ถ้า $l = 0$ (s orbital), $m_l = 0$, $s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

$l = 1$ (p orbital) m_l (2 x 1 + 1) = 3 ค่า คือ

m_l	-1	0	1
$s =$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$
	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$



3

 $n = 3$ $l = 0, 1, 2$ m มี $(2l + 1)$ ค่า

ถ้า $l = 0$ (s orbital), $m = 0$, $s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

$l = 1$ (p orbital) m มี $(2 \times 1 + 1) = 3$ ค่า คือ

$m =$	-1	0	1
$s =$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$
	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$
	p_x	p_y	p_z



ถ้า

$l = 2$ (d orbital)

m $(2 \times 2 + 1) = 5$ ค่า คือ

$m =$	-2	-1	0	+1	+2
$s =$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$
	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$



m

S

-2	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$d_{x^2-y^2}$
-1	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	d_{z^2}
0	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	d_{xy}
+1	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	d_{yz}
+2	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	d_{zx}

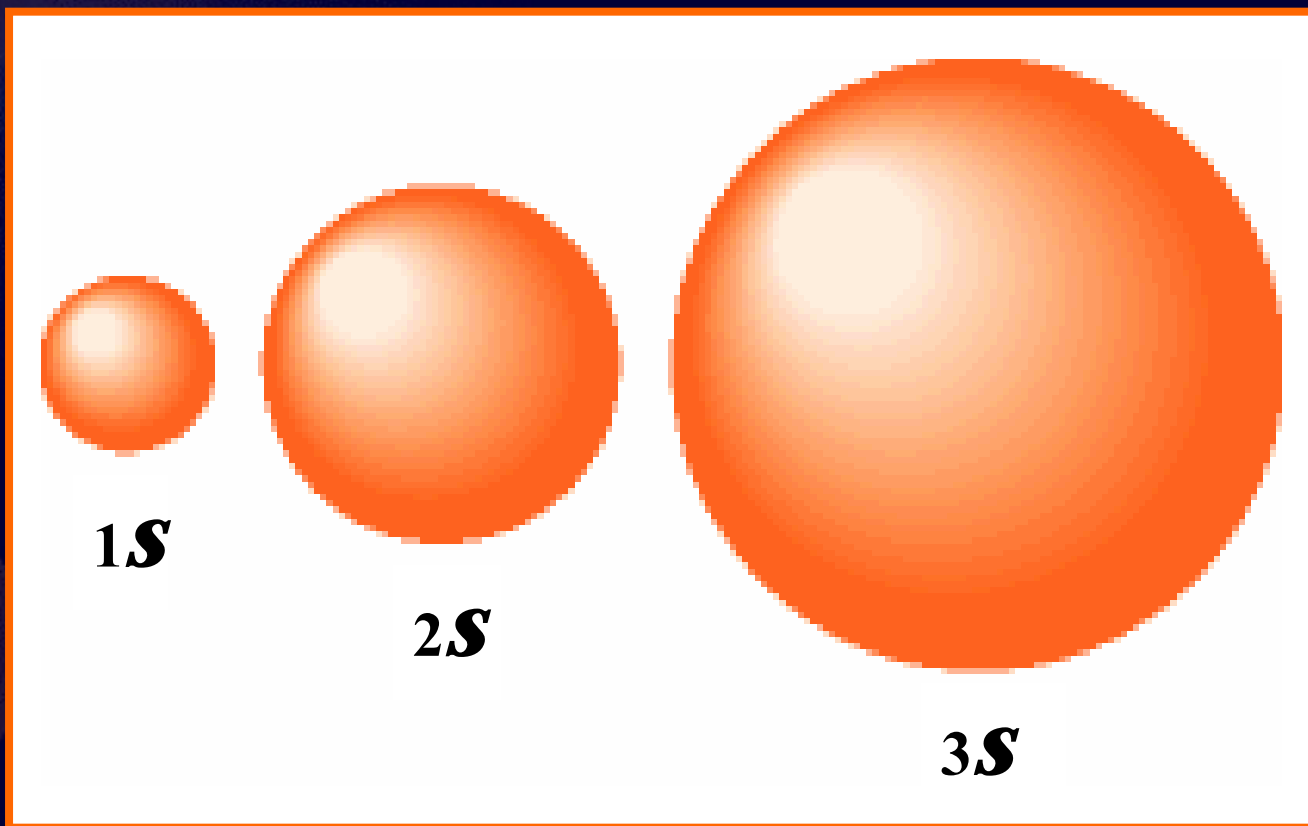


เขียนรวมกันเป็นตาราง

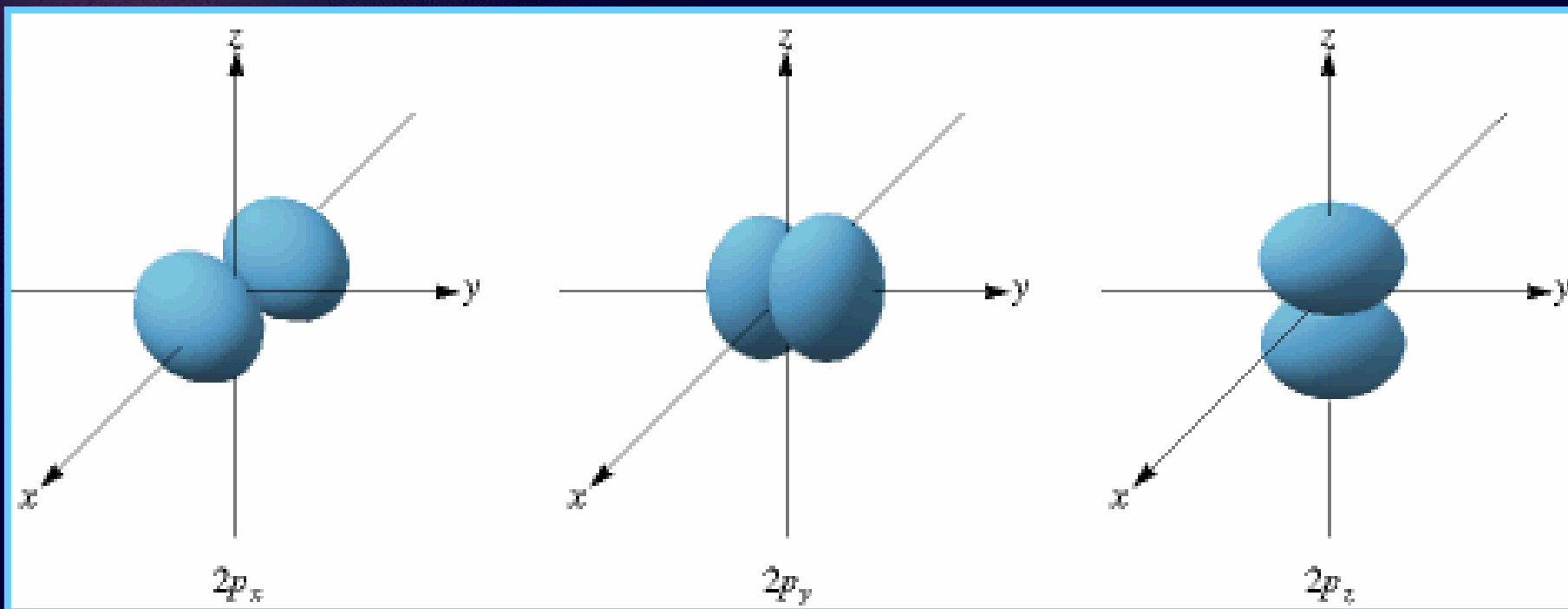
n	l	m	s	จำนวน e^-
2	0	0	$-\frac{1}{2} \quad +\frac{1}{2}$	2
	1	-1 0 $+1$	$-\frac{1}{2} \quad +\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2} \quad +\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2} \quad +\frac{1}{2}$	6



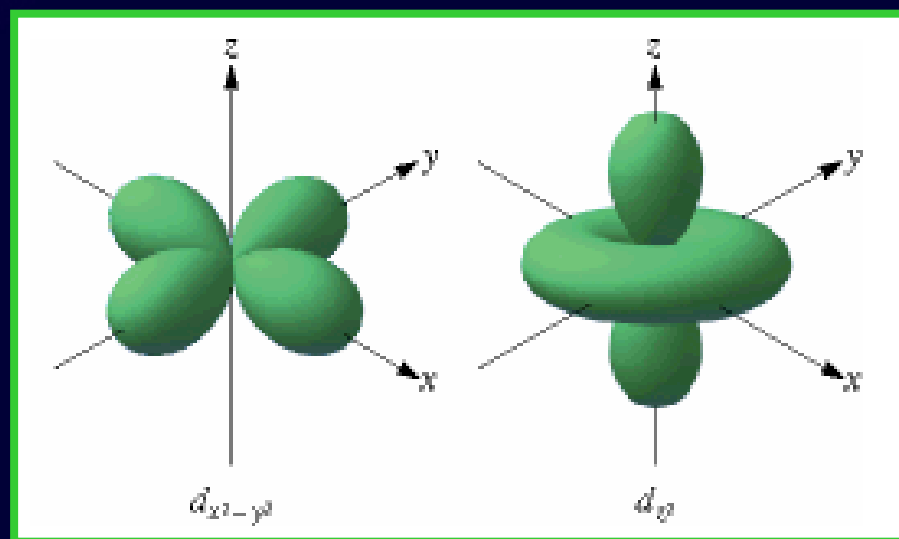
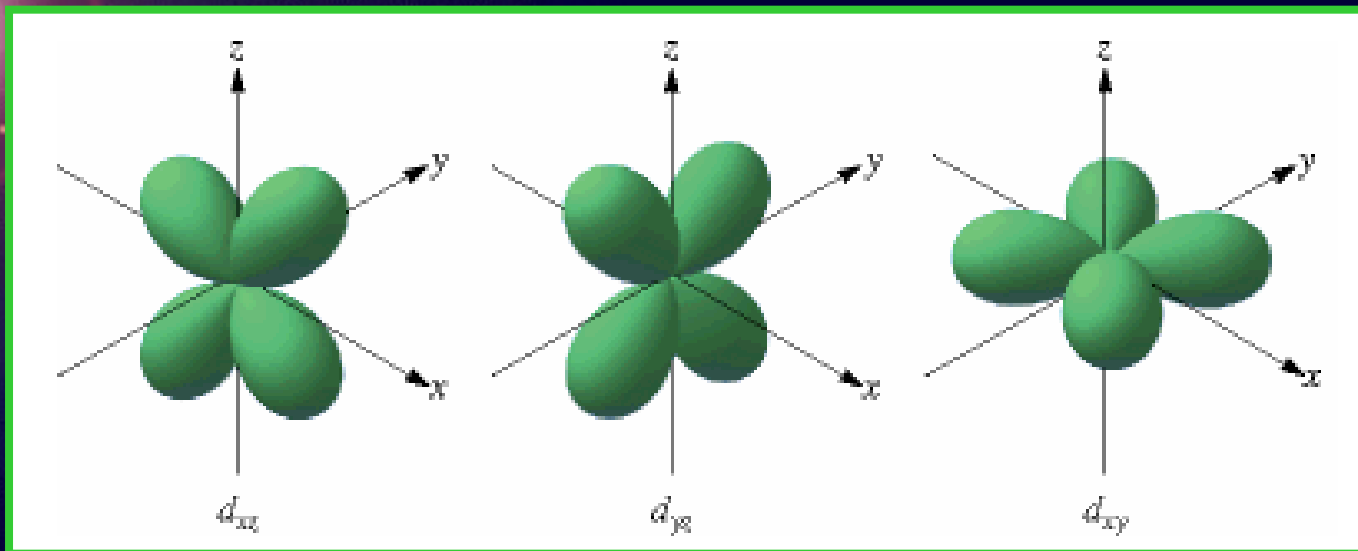
Shapes of atomic orbitals



The Shape of **S**Orbital



The Shape and Orientation of p Orbital



The Shape and Orientation of ***d*** Orbital