คม 100 เคมีทั่วไป ปีการศึกษา 2-2563

บทที่ 3
โครงสร้างอะตอม

ผศ.ดร. เพชรลดา กันทาดี
สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้
http://www.chemistry.mju.ac.th

1) ประวัติความเป็นมาของอะตอม

ก่อนคริสตศักราช,

- Leukippos และ Demokritos เสนอว่า

"อะตอมเป็นส่วนประกอบที่เล็กที่สุดของสสาร ทำลายและแบ่งแยกไม่ได้"

อะตอม (atom) มาจากภาษากรีก คือ atomos (a + tomos)

ไม่ + แบ่งแยกได้

- Aristotle เสนอว่า "สสารสามารถแบ่งแยกให้เล็กลงไปได้เรื่อย ๆ ไม่มีที่สิ้นสุด"

ค.ศ. 1803, John Dalton เสนอทฤษฎีอะตอมของดาลตัน

"อะตอมเป็นหน่วยที่เล็กที่สุดของสสาร แบ่งแยกต่อไปอีกไม่ได้
สสารหรือธาตุต่างชนิดกัน จะประกอบด้วยอะตอมต่างชนิดกัน และมีสมบัติต่างกัน"

ค.ศ. 1896, A.H. Becquerel

พบว่าธาตุยูเรเนียมปลดปล่อยรังสีได้ → <u>การเกิดกัมมันตภาพรังสี</u> (Radioactivity))

1) ประวัติความเป็นมาของอะตอม

ค.ศ. 1898, Pierre และ Marie Curie
ค้นพบว่า ยูเรเนียมสามารถแตกตัวให้ธาตุกัมมันตรังสีสองชนิด คือ Polonium และ Radium

ดังนั้น “**อะตอมไม่ใช่อนุภาคที่แบ่งแยกไม่ได้**” (ถือเป็นการลบล้างแนวคิดเดิมของดาลตัน)

ค.ศ. 1897, J.J. Thomson ศึกษาหลอดรังสีแคโทด ค้นพบ**อิเล็กตรอน** ซึ่งมีประจุลบ

ค.ศ. 1909, R.A. Milligan คำนวณมวลของอิเล็กตรอน ได้ 9.11×10^{-31} กิโลกรัม และ ประจุอิเล็กตรอนเท่ากับ 1.60×10^{-19} คูลอมบ์

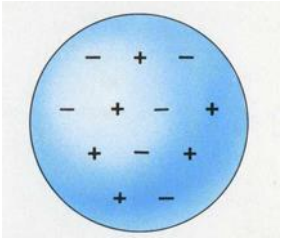
ค.ศ. 1911, E.R. Rutherford ค้นพบ**โปรตอน** ซึ่งมีประจุบวก และเสนอแบบจำลองอะตอมที่มีนิวเคลียส

ค.ศ. 1913, Niels Bohr อธิบายโครงสร้างอะตอมไฮโดรเจนโดยทฤษฎีควอนตัม

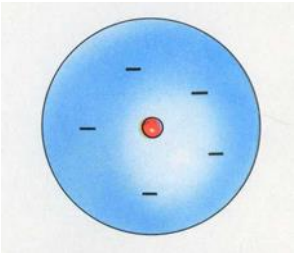
ค.ศ. 1924, เสนอวิวัฒนาการของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัมสำหรับอะตอมต่าง ๆ

ค.ศ. 1932, James Chadwick ค้นพบ**นิวตรอน**ซึ่งไม่มีประจุ และมีมวลใกล้เคียงกับโปรตอน

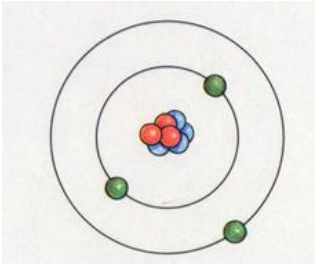
2) แบบจำลองอะตอม



- J.J. Thomson เสนอแบบจำลองอะตอม ดังนี้
  - อะตอมมีรัศมีประมาณ 10^{-10} เมตร
  - ภายในอะตอมมีอนุภาคประจุบวกและอิเล็กตรอนฝังอยู่ทั่วอะตอม ทำให้อะตอมไม่มีประจุ
  - น้ำหนักอะตอมส่วนใหญ่เป็นของประจุบวก เนื่องจากอิเล็กตรอนมีน้ำหนักเบามาก



- E.R. Rutherford (ค.ศ. 1911) ทดลองและเสนอแบบจำลองอะตอมใหม่ ดังนี้
  - อะตอมประกอบด้วยอนุภาคประจุบวกรวมกันเป็นกลุ่มเล็กๆ อยู่กลางอะตอม เรียกว่า **นิวเคลียส** และมีรัศมีประมาณ 10^{-14} เมตร ซึ่งเล็กกว่าขนาดอะตอมมาก
  - อิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสและมีจำนวนเท่ากับประจุบวก อะตอมจึงไม่มีประจุ



- Niels Bohr (ค.ศ. 1913)
  - เสนอว่าการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสมีลักษณะเป็นวงกลม
  - อธิบายโครงสร้างอะตอมโดยใช้ **ทฤษฎีควอนตัม**

3) ทฤษฎีควอนตัม

- ถ้าให้ความร้อนแก่วัตถุมาก ๆ วัตถุจะเปล่งรังสีออกมาทั้งในรูปของความร้อนและแสงที่มีความเข้มสูง เช่น เผาแท่งเหล็กให้ร้อนขึ้น สีของแท่งเหล็กจะเปลี่ยนจาก สีคล้ำ → แดง → ส้ม → เหลือง → ขาว

- ค.ศ. 1900 **Planck** เสนอว่า

"พลังงานที่เปล่งออกมาจากวัตถุร้อนจะมีค่าเป็นช่วง ๆ และไม่ได้ปลดปล่อยออกมาอย่างต่อเนื่อง เรียกว่า **ควอนตัมของพลังงาน**" และค่าพลังงานจะขึ้นอยู่กับความถี่ของแสงนั้น ดังสมการ

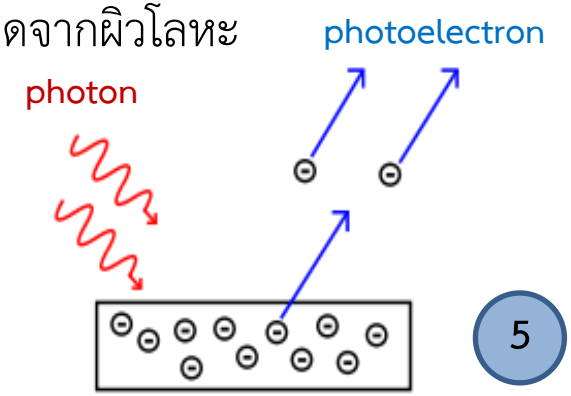
$$E = h\nu$$ (h = ค่าคงที่ของ Planck = 6.6262×10^{-34} J.s) .....(1)

- ค.ศ. 1905 **Albert Einstein** เสนอว่า

"แสงควรมีสมบัติเป็น **อนุภาค** และเรียกว่า **โฟตอน** (Photon)" และมีพลังงาน $E = h\nu$ เช่นกัน

เมื่อโฟตอนที่มีความถี่เหมาะสมตกกระทบผิวหน้าโลหะ จะมีอิเล็กตรอนหลุดจากผิวโลหะ เรียกว่า **โฟโตอิเล็กตรอน** (Photoelectron)

และเรียกปรากฏการณ์นี้ว่า **Photoelectric Effect**



4) ทฤษฎีอะตอมของบอห์ร

(1) สเปกตรัมของไฮโดรเจน

- เมื่อให้ความร้อนแก่อะตอมไฮโดรเจนมากพอ จะเห็นการเปล่งแสง ซึ่งเมื่อแสงนี้ผ่านปริซึมพบว่าประกอบด้วยแสงสีแดง เขียว น้ำเงิน และม่วง แยกออกจากกันเป็นเส้น ๆ เรียงตามความถี่หรือความยาวคลื่น เรียกว่า เส้นสเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอม อยู่ในช่วงที่ตามองเห็น (Visible region)

* แสงสีต่าง ๆ เกิดจากการย้ายระดับชั้นพลังงานของอิเล็กตรอน

- ค.ศ. 1885 J.J. Balmer เสนอสูตรสำหรับคำนวณความยาวคลื่น (λ) ของเส้นสเปกตรัมไฮโดรเจน

$$\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2}\right} \quad \text{.....(2)}$$

* อิเล็กตรอนย้ายระดับพลังงานระหว่างชั้นที่ 2 กับชั้นที่สูงขึ้นไป

เมื่อ R = ค่าคงที่ของ Rydberg = $1.09678 \times 10^7\ m^{-1}$

n = 3, 4, 5, 6,.....

4) ทฤษฎีอะตอมของบอห์ร

- ต่อมา J.R. Rydberg ได้เสนอสมการคำนวณความยาวคลื่นของเส้นสเปกตรัมทุกชุด ดังนี้

$$\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right] \qquad \text{.....(3)}$$

เมื่อ $n_1 < n_2$

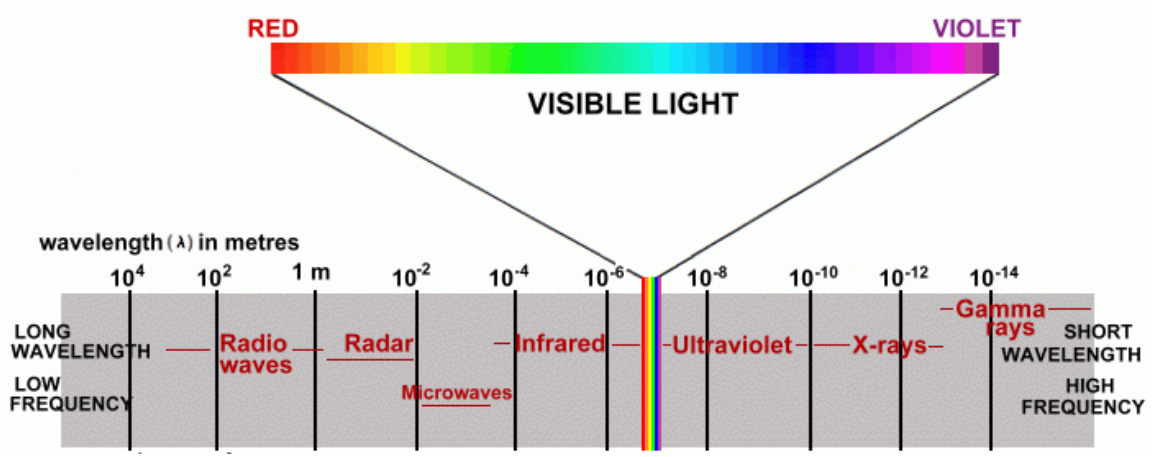
อิเล็กตรอนย้ายระดับพลังงานระหว่างชั้นต่ำกว่า (n_1) และชั้นที่สูงขึ้นไป (n_2)

- จากสมการ 3 จะได้ข้อมูลว่า

เมื่อ $n_1 = 1$ และ $n_2 = 2, 3, 4,.....$ เส้นสเปกตรัมจะตรงกับอนุกรม **Lyman** (λ อยู่ช่วง รังสี UV)

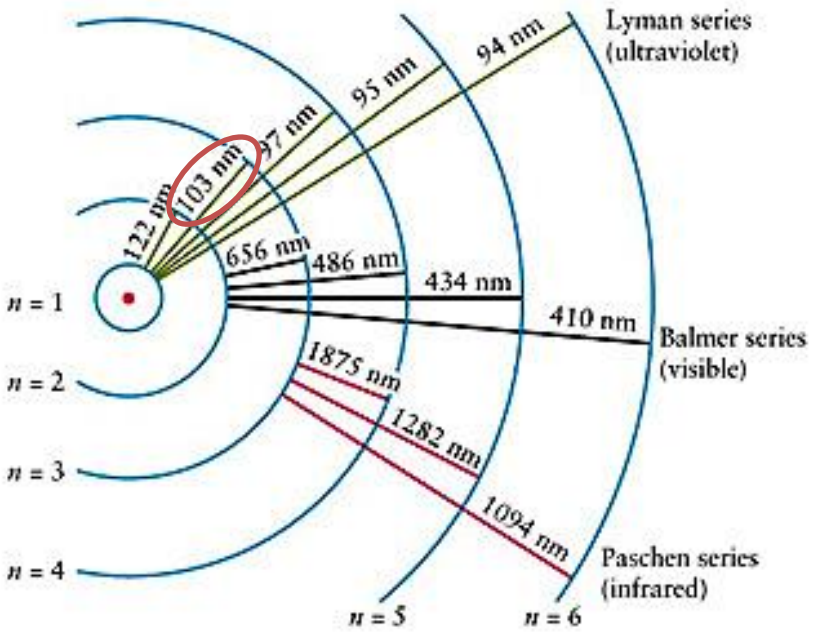
เมื่อ $n_1 = 2$ และ $n_2 = 3, 4, 5,.....$ เส้นสเปกตรัมจะตรงกับอนุกรม **Balmer** (λ อยู่ช่วง แสง Visible)

เมื่อ $n_1 = 3$ และ $n_2 = 4, 5, 6,.....$ เส้นสเปกตรัมจะตรงกับอนุกรม **Paschen** (λ อยู่ในช่วง รังสี IR)



นอกจากนี้ ยังมีชุดสเปกตรัมที่ $n_1 = 4$ และ $n_1 = 5$ (ไม่กล่าวถึง)

4) ทฤษฎีอะตอมของบอห์ร



<u>ตัวอย่าง 1</u> อิเล็กตรอนย้ายจากระดับชั้นที่ 1 ไปยังชั้นที่ 3 ตรงกับความยาวคลื่นเท่าใด

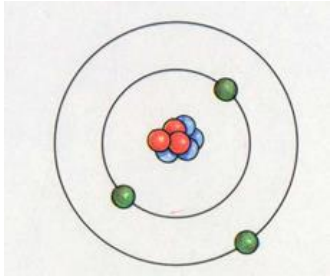
จากสูตร $\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$

แทนค่า $\frac{1}{\lambda} = (1.09678 \times 10^7\ m^{-1})\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2}\right)$

$= 9.75 \times 10^6\ m^{-1}$

ดังนั้น $\lambda = \frac{1}{9.75 \times 10^6}\ m = 1.03 \times 10^{-7}\ m =$ 103 nm

(2) <u>ทฤษฎีของ Bohr สำหรับไฮโดรเจนอะตอม</u>



ค.ศ. 1913 Niels Bohr เสนอว่า

การเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสมีลักษณะเป็นวงกลม

และจากทฤษฎีควอนตัม จะเรียกชั้นพลังงานหรือวงโคจรของอิเล็กตรอนว่า <u>เลขควอนตัมหลัก</u> แทนด้วย ค่า n มีค่าตั้งแต่ 1, 2, 3,.....

4) ทฤษฎีอะตอมของบอห์ร

- ระดับพลังงานของวงโคจรที่ n เรียกว่า E_n

  n = 1 คือ พลังงานระดับต่ำสุด (E_1) เรียกว่า **<u>สถานะพื้น</u>** (ground state) อิเล็กตรอนเสถียรที่สุด

  n > 1 คือ พลังงานระดับสูงขึ้นไป เรียกว่า **<u>สถานะกระตุ้นหรือสถานะเร้า</u>** (excited state) โดย ถ้า n ↑ , E_n ↑ และไม่เสถียร

เมื่อ e^- เปลี่ยนระดับพลังงาน (เปลี่ยนวงโคจร) ไปยังระดับที่สูงขึ้น (n มากขึ้น) **e^- จะ<u>ดูดกลืนพลังงาน</u>**

เมื่อ e^- เปลี่ยนระดับพลังงาน (เปลี่ยนวงโคจร) ไปยังระดับที่ต่ำลง (n ลดลง) **e^- จะ<u>คายพลังงาน</u>**

- พิจารณาการเปลี่ยนระดับพลังงานระหว่างวงโคจรที่ 1 (n = 1) และ 2 (n = 2)

ผลต่างระหว่างระดับพลังงานทั้งสอง, ΔE

$$\Delta E = E_{\text{ปลายทาง}} - E_{\text{ต้นทาง}} = h\nu = h\frac{c}{\lambda}$$

ถ้า e^- เปลี่ยนระดับจาก n = 1 ⟶ n = 2 จะได้ ΔE = + (e^- ดูดพลังงาน)

ถ้า e^- เปลี่ยนระดับจาก n = 2 ⟶ n = 1 จะได้ ΔE = − (e^- คายพลังงาน)

4) ทฤษฎีอะตอมของบอห์ร

<u>ตัวอย่าง 2</u> จงคำนวณความยาวคลื่นของอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนระดับพลังงานจากชั้นที่ 2 ไปยังชั้นที่ 4 การเปลี่ยนแปลงนี้อิเล็กตรอนต้องดูดพลังงานหรือคายพลังงาน

กำหนดให้ $E_2 = -5.46 \times 10^{-19}$ J และ $E_4 = -1.36 \times 10^{-19}$ J

<u>วิธีทำ</u> $\Delta E = E_{ปลายทาง} - E_{ต้นทาง} = E_4 - E_2 = (-1.36 \times 10^{-19}) - (-5.46 \times 10^{-19})$ J

$= 4.1 \times 10^{-19}$ J (ΔE = + , อิเล็กตรอนดูดพลังงาน)

$$\Delta E = 4.1 \times 10^{-19} \text{ J} = h\frac{c}{\lambda}$$

ดังนั้น $$\lambda = \frac{h\,c}{\Delta E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s})(3.0 \times 10^{8} \text{ ms}^{-1})}{4.1 \times 10^{-19} \text{ J}}$$

$$= (4.85 \times 10^{-7} \text{ m}) \times \left(\frac{10^{9} \text{ nm}}{\text{m}}\right) = 485 \text{ nm}$$

4) ทฤษฎีอะตอมของบอห์ร

- Bohr เสนอสูตรการคำนวณระดับพลังงาน (E_n) ของอิเล็กตรอน สรุปเป็นสูตรอย่างง่ายได้ดังนี้

$$E_n = -\left(\frac{2\pi^2 m_e Z^2 e^4}{h^2}\right)\frac{1}{n^2}$$

จะได้ $$E_n = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{n^2} \quad \text{.....(4)}$$

เมื่อ m_e = มวลของอิเล็กตรอน = 9.11×10^{-28} กรัม

e = ประจุของอิเล็กตรอน = 1.60×10^{-19} คูลอมบ์

Z = เลขอะตอมของไฮโดรเจน = 1

h = ค่าคงที่ของ Planck = 6.6262×10^{-34} จูล.วินาที

- Bohr ยังได้เสนอสูตรการหา รัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอน (r) ที่ระดับชั้น n ต่าง ๆ ดังสมการ (5)

$$r = a_0 n^2 = (0.529)\, n^2 \quad \text{.....(5)}$$

เมื่อ $$a_0 = \frac{h^2}{4\pi^2 m_e e^2} = 0.529 \times 10^{-10} \text{ เมตร} = 0.529 \text{ Å}$$

5) กลศาสตร์คลื่น

- ไอน์สไตน์ (Einstein) เสนอว่า “แสงมีสมบัติเป็นทั้งคลื่นและอนุภาค”
- ค.ศ. 1924 **de Broglie** ตั้งสมมติฐานว่า “สสารทุกชนิดก็มีสมบัติความเป็นคลื่นและอนุภาคด้วยเช่นกัน” และนำไปใช้อธิบายสมบัติอิเล็กตรอนในทฤษฎีของ Bohr
- ค.ศ. 1927 **Heisenberg** เสนอว่า “ไม่สามารถรู้ตำแหน่งที่อยู่และโมเมนตัมของอิเล็กตรอนได้อย่างแน่นอนพร้อม ๆ กันได้”
- การพิจารณาอิเล็กตรอน มักกล่าวถึงในรูปของ “โอกาสที่จะพบอิเล็กตรอน” หรือ “ความหนาแน่นของอิเล็กตรอน”
- อิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นคลื่น จึงอาจอธิบายสมบัติของอิเล็กตรอนโดยการสร้าง**สมการคลื่น** (Wave equation) และแก้สมการโดยใช้คณิตศาสตร์ขั้นสูง
- ค.ศ. 1927 **Schrödinger** เสนอสมการคลื่นเกี่ยวกับสมบัติ พฤติกรรม และขอบเขตบริเวณที่พบอิเล็กตรอน

5) กลศาสตร์คลื่น

- จากการแก้สมการของ Schrödinger จะได้ **เลขควอนตัม** (quantum number) 4 ชนิด ซึ่งเป็นตัวแปรที่ใช้อธิบายสมบัติของอิเล็กตรอนในอะตอม ดังนี้

(1) <u>เลขควอนตัมหลัก</u> (Principle quantum number, n)

n เป็นเลขจำนวนเต็ม มีค่าตั้งแต่ 1, 2, 3,....., ∞ (ค่า n มากขึ้น, พลังงานสูงขึ้น)

n บอกถึง ระดับชั้นพลังงานของอิเล็กตรอน หรือ วง (shell) ของอิเล็กตรอน

เช่น	ชั้น	n	=	1	2	3	4 .....
หมายถึง	วง (shell)			K	L	M	N .....

(2) <u>เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม</u> (Angular momentum quantum number, l)

l มีค่าตั้งแต่ 0, 1, 2, ..., n-1

l บอกถึง โมเมนตัมเชิงมุมของอิเล็กตรอน ซึ่งสัมพันธ์กับ<u>ลักษณะการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอน</u> หรือ <u>รูปร่างของออร์บิทอล</u>

5) กลศาสตร์คลื่น

ออร์บิทอล (orbital) หมายถึง บริเวณที่มีโอกาสพบกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนหรือการกระจายตัวของอิเล็กตรอนมากที่สุด)

เช่น ค่า	l =	0	1	2	3	4	5 .....
หมายถึง	ออร์บิทอล	s	p	d	f	g	h .....

โดยที่ s orbital หมายถึง e^- ที่มีการกระจายตัวหนาแน่นเป็นลักษณะ**ทรงกลม**

p orbital “----------” 2 พู (lobe) หรือคล้าย**ดัมเบล**

d orbital “----------” 4 พู (lobe) หรือคล้าย**กลีบดอกไม้**

- จำนวน l มีค่าเท่ากับค่าของ n เช่น n = 1 , l = 0 (l มี 1 ค่า)
  n = 2 , l = 0, 1 (l มี 2 ค่า)
  n = 3 , l = 0, 1, 2 (l มี 3 ค่า)

- การอธิบายรูปร่างออร์บิทอลของอิเล็กตรอน จะต้องระบุว่าอิเล็กตรอนเหล่านั้นอยู่ในระดับพลังงานชั้นใดด้วย เช่น อิเล็กตรอนที่มีค่า n = 2 และ l = 0 หมายถึง อิเล็กตรอนในชั้นที่ **2 (L shell)** และอยู่ใน **s orbital** (มีการกระจายตัวเป็นทรงกลม) จะเขียนแทนด้วย **2s** อิเล็กตรอน

5) กลศาสตร์คลื่น

(3) <u>เลขควอนตัมแม่เหล็ก</u> (Magnetic quantum number, m_l)

m_l มีค่าตั้งแต่ $-l$, ... , 0 , ... , $l-1$, l

m_l บอกถึง <u>สมบัติแม่เหล็กของอิเล็กตรอน</u> ซึ่งสัมพันธ์กับ<u>ทิศทางของออร์บิทอลหรือทิศทางการกระจายอิเล็กตรอน</u>

เช่น $l = 1$ จะมีค่า $m_l = -1, 0, 1$ (หมายถึง p orbital มีทิศทางการกระจายตัวได้ 3 แบบ หรือ มี 3 orbitals)

$l = 2$ จะมีค่า $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ (หมายถึง d orbital มีทิศทางการกระจายตัว 5 แบบ หรือ มี 5 orbitals)

อะตอมในสภาวะปกติหรือไม่ถูกเหนี่ยวนำด้วยสนามแม่เหล็กภายนอก อิเล็กตรอนในชั้นเดียวกันและอยู่ในออร์บิทอลชนิดเดียวกัน จะมี**<u>ระดับพลังงานเท่ากัน</u> (degeneracy)**

5) กลศาสตร์คลื่น

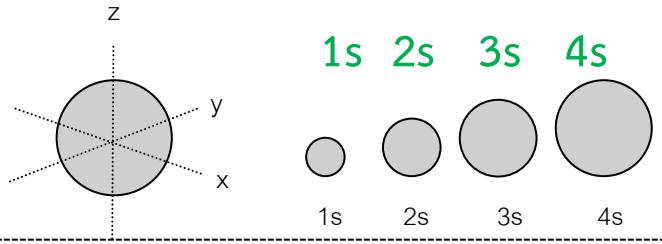
ตาราง 1 ตัวอย่างค่าที่ใช้ในกลศาสตร์คลื่น

n	l (จำนวน l = ค่า n)	สัญลักษณ์	m_l (ค่า m_l อยู่ระหว่าง - l กับ + l)	จำนวน ออร์บิทัล
1	0	1s	0	1
2	0	2s	0	1
	1	2p	-1, 0, +1	3
3	0	3s	0	1
	1	3p	-1, 0, +1	3
	2	3d	-2, -1, 0, +1, +2	5
4	0	4s	0	1
	1	4p	-1, 0, +1	3
	2	4d	-2, -1, 0, +1, +2	5
	3	4f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

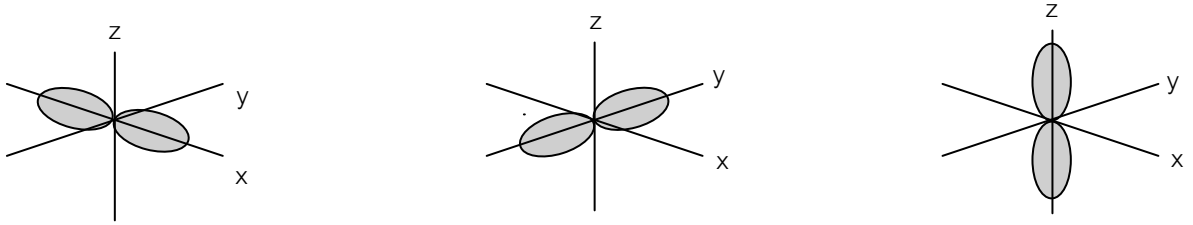
5) กลศาสตร์คลื่น

รูปร่างของออร์บิทอลต่างๆตามแกนเรขาคณิต

s orbitals

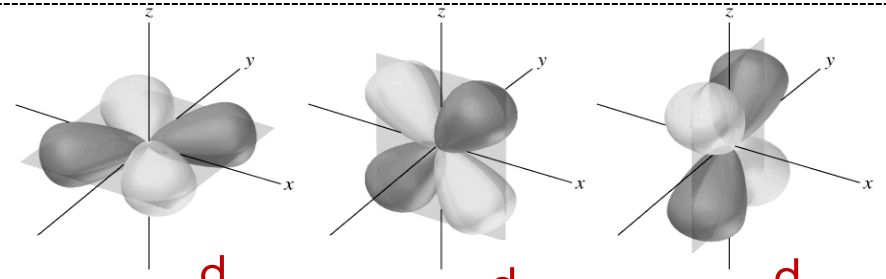


p orbitals

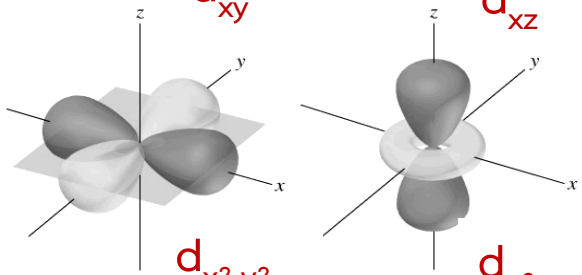


p_x p_y p_z

d orbitals



d_{xy} d_{xz} d_{yz}



$d_{x^2-y^2}$ d_{z^2}

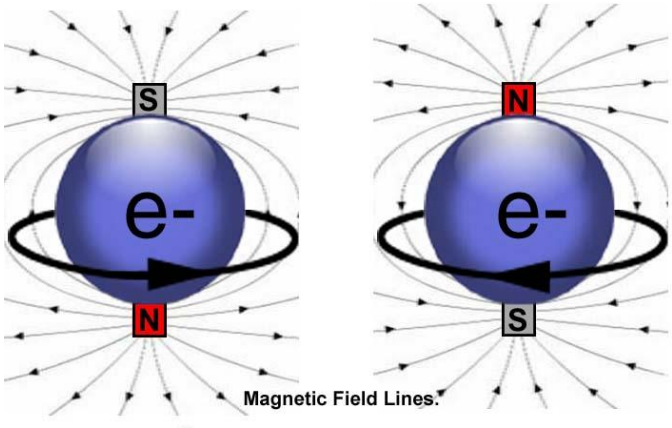
5) กลศาสตร์คลื่น

(4) เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number, m_s)

- อิเล็กตรอนมีการหมุนรอบแกนตัวเอง เมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กภายนอกจะมีการจัดตัวเป็นสองแบบที่ต่างกัน คือ หมุนทวนเข็มนาฬิกาและหมุนตามเข็มนาฬิกา

- แสดงด้วยตัวเลข 2 ค่า คือ + ½ เมื่อ e^- หมุนทวนเข็มนาฬิกา (แทนด้วย ↑ สปินขึ้น)
  และ – ½ เมื่อ e^- หมุนตามเข็มนาฬิกา (แทนด้วย ↓ สปินลง)

m_s = + ½ (spin up)



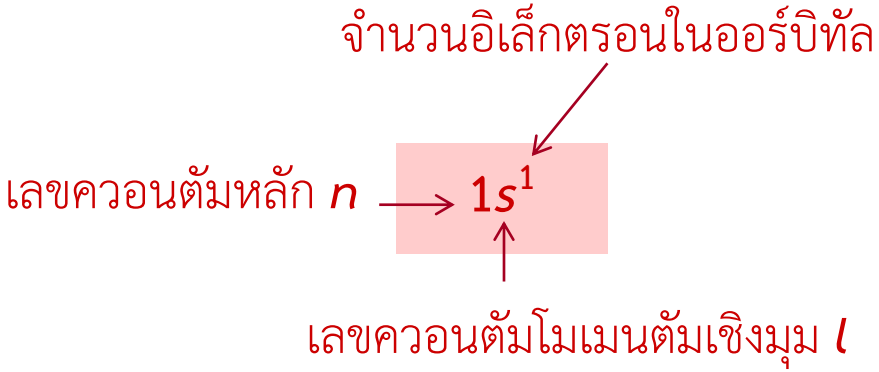
m_s = – ½ (spin down)

6) โครงสร้างอะตอมของธาตุ

อะตอมที่มีจำนวนอิเล็กตรอนหลายตัว การกระจายของอิเล็กตรอนรอบๆ นิวเคลียส จะจัดตัวตามระดับพลังงานจากน้อยไปหามาก เรียกว่า **<u>โครงแบบอิเล็กตรอน</u>** (Electron Configuration)

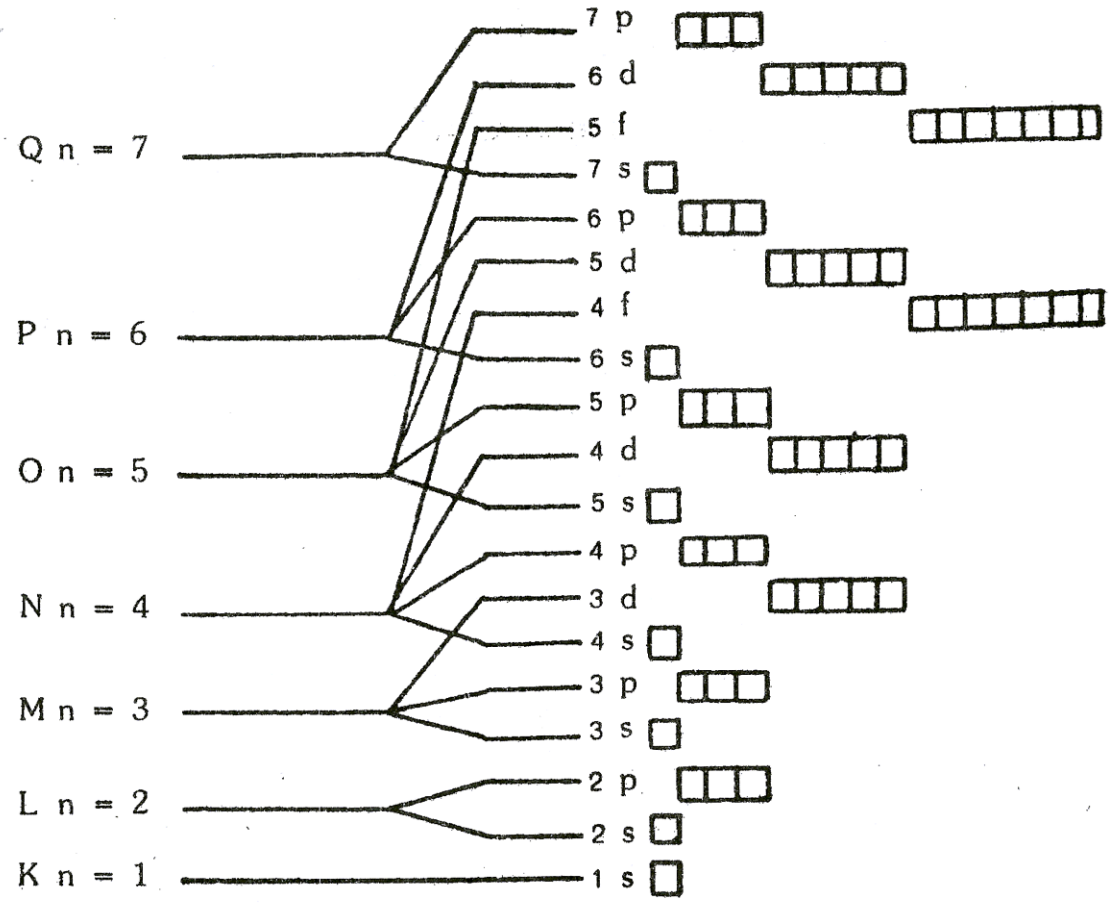
- โครงแบบอิเล็กตรอน แสดงถึง การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในแต่ละออร์บิทอล เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ ที่ประกอบด้วย 3 ส่วน คือ

1. ตัวเลข แทนค่า *n* (1, 2, 3, ...)
2. ตัวอักษร แทนค่า *l* (s, p, d, f, ...)
3. จำนวนอิเล็กตรอนใน subshell นั้น



6) โครงสร้างอะตอมของธาตุ

ระดับพลังงานของออร์บิทอลต่างๆ แสดงดังรูป โดยแต่ละช่อง □ แทน 1 ออร์บิทอล บรรจุอิเล็กตรอนได้มากสุด 2 อิเล็กตรอน



6) โครงสร้างอะตอมของธาตุ

จัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่างๆ ของอะตอม มีหลักเกณฑ์ ดังนี้

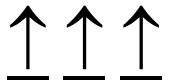
1. หลักของเอาฟบาว (Aufbau Principle)

"อิเล็กตรอนจะเข้าไปอยู่ในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดและว่างก่อนเสมอ"

2. หลักของเพาลี (Pauli Exclusion Principle)

"ในแต่ละออร์บิทอลจะมีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 ตัว และต้องมีสปิน (spin) ในทิศทางตรงข้ามกัน"

3. กฎของฮุนด์ (Hund's Rule)

"ออร์บิทอลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน จะจัดเรียงให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุด" 

ตัวอย่างโครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ H ถึง Na เป็นดังตาราง 2

ตาราง 2 โครงแบบอิเล็กตรอนของ H ถึง Na

เลขอะตอม	ธาตุ	โครงแบบอิเล็กตรอน	แผนภาพออร์บิทอล
1	H	$1s^1$	↑ 1s
2	He	$1s^2$	↑↓ 1s
3	Li	$1s^2\ 2s^1$ หรือ [He] $2s^1$	↑↓ ↑ 1s 2s
4	Be	$1s^2\ 2s^2$ หรือ [He] $2s^2$	↑↓ ↑↓ 1s 2s
5	B	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ หรือ [He] $2s^2\ 2p^1$	↑↓ ↑↓ ↑ 1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$
6	C	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ หรือ [He] $2s^2\ 2p^2$	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ 1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$
7	N	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ หรือ [He] $2s^2\ 2p^3$	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑ 1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$

ตาราง 2 โครงแบบอิเล็กตรอนของ H ถึง Na (ต่อ)

เลขอะตอม	ธาตุ	โครงแบบอิเล็กตรอน	แผนภาพออร์บิทอล
8	O	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ หรือ $[He]\ 2s^2\ 2p^4$	
9	F	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ หรือ $[He]\ 2s^2\ 2p^5$	
10	Ne	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ หรือ $[He]\ 2s^2\ 2p^6$	
11	Na	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ หรือ $[Ne]\ 3s^1$	

*โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุในคาบที่ 3 ตั้งแต่ Na → Ar ก็เขียนในทำนองเดียวกัน

6) โครงสร้างอะตอมของธาตุ

จะเห็นว่า Na จะมีโครงแบบอิเล็กตรอนเป็น $\underbrace{1s^2\ 2s^2\ 2p^6}$ $3s^1$ และมักเขียนย่อเป็น [Ne] $3s^1$

โครงแบบอิเล็กตรอนของ Ne (แก๊สเฉื่อย)

นั่นคือ ในส่วนที่เหมือนกับโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย จะเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ของแก๊สเฉื่อยในวงเล็บ [ ] ส่วนที่เหลือก็เขียนเพิ่มต่อไป

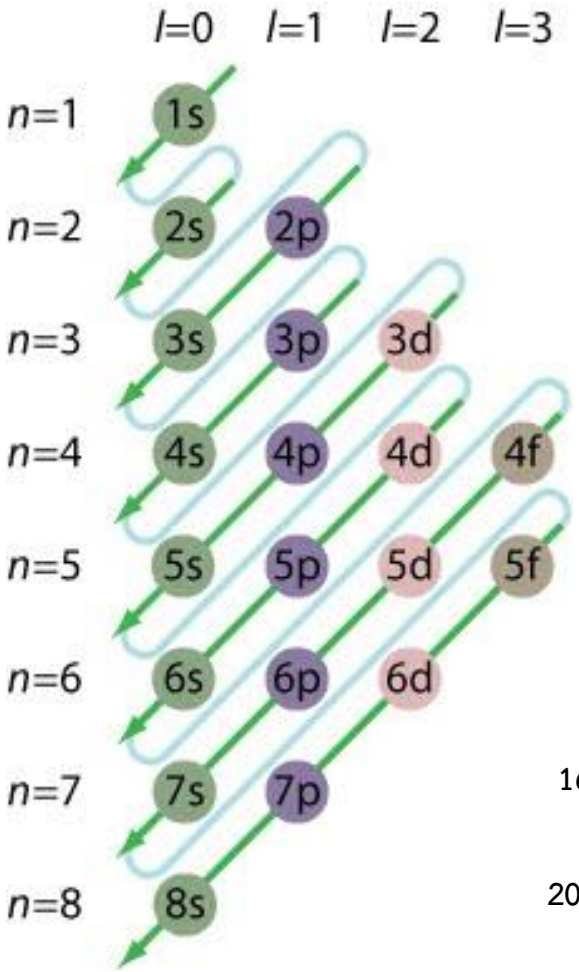
ตัวอย่างเช่น

$_{16}S$ = [Ne] $3s^2\ 3p^4$

$_{20}Ca$ = [Ar] $4s^2$

$_{46}Pd$ = [Kr] $5d^8\ 4s^2$

6) โครงสร้างอะตอมของธาตุ



s-orbital บรรจุ e^- ได้มากสุด 2 ตัว

p-orbital บรรจุ e^- ได้มากสุด 6 ตัว

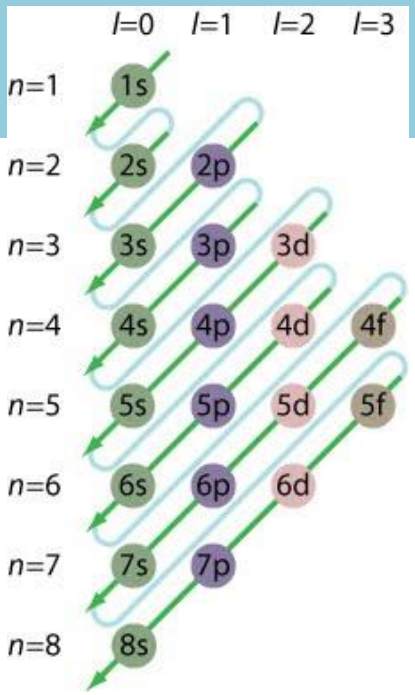
d-orbital บรรจุ e^- ได้มากสุด 10 ตัว

f-orbital บรรจุ e^- ได้มากสุด 14 ตัว

$_{16}S = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4 = [Ne]\ 3s^2\ 3p^4$

$_{20}Ca = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 = [Ar]\ 4s^2$

6) โครงสร้างอะตอมของธาตุ



- **การบรรจุอิเล็กตรอนแบบไม่ปกติ**
  (การบรรจุแบบ half-filled และ filled)

- อะตอมของธาตุบางหมู่ มีการบรรจุอิเล็กตรอนแตกต่างไปจากหลักทั่วไป คือ การบรรจุแบบครึ่ง (half-filled) และ การบรรจุแบบเต็ม (filled) เนื่องจากทำให้อะตอมมีความเสถียรมากขึ้น

ตัวอย่าง เช่น

ธาตุหมู่ 6B เช่น $_{24}Cr$ = [Ar] $4s^1\ 3d^5$ = [Ar] $\uparrow$ $\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$ (half-filled)

(ไม่ใช่ [Ar] $4s^2\ 3d^4$)

$4s^1$ $3d^5$

ธาตุหมู่ 1B เช่น $_{29}Cu$ = [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$ = [Ar] $\uparrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$ (filled)

(ไม่ใช่ [Ar] $4s^2\ 3d^9$)

$4s^1$ $3d^{10}$