

คม 105 เคมีพื้นฐาน

ปีการศึกษา 1-2564

โครงสร้างอะตอม

ผศ.ดร. เพชรลดา กันทาดี

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

<http://www.chemistry.mju.ac.th>

1) ประวัติความเป็นมาของอะตอม

ก่อนคริสต์ศักราช,

- 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 เสนอทฤษฎีอะตอมของดัลตัน

“อะตอมเป็นหน่วยที่เล็กที่สุดของสสาร แบ่งแยกต่อไปอีกไม่ได้

สสารหรือธาตุต่างชนิดกัน จะประกอบด้วยอะตอมต่างชนิดกัน และมีสมบัติต่างกัน”



ค.ศ. 1896, A.H. Becquerel

พบว่าธาตุยูเรเนียมปลดปล่อยรังสีได้ → การเกิดกัมมันตภาพรังสี (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 ค้นพบอิเล็กตรอน ซึ่งมีประจุลบ

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

ค.ศ. 1911, E.R. Rutherford ค้นพบโปรตอน ซึ่งมีประจุบวก
และเสนอแบบจำลองอะตอมที่มีนิวเคลียส

ค.ศ. 1913, Niels Bohr อธิบายโครงสร้างอะตอมไฮโดรเจนโดยทฤษฎีควอนตัม

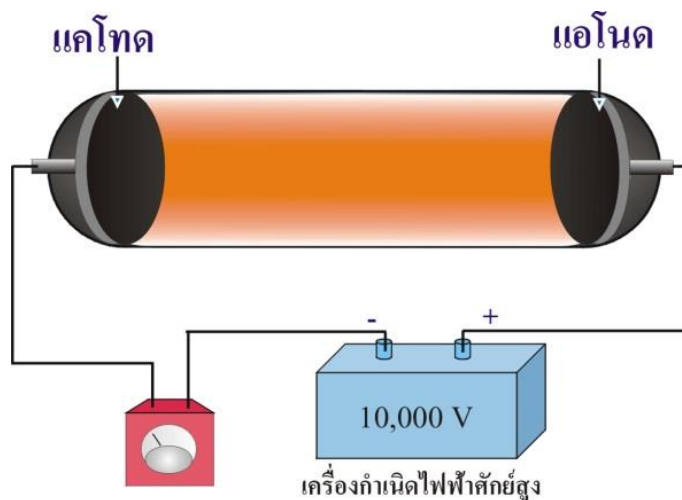
ค.ศ. 1924, เสนอวิวัฒนาการของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัมสำหรับอะตอมต่าง ๆ

ค.ศ. 1932, James Chadwick ค้นพบนิวตรอนซึ่งไม่มีประจุ และมีมวลใกล้เคียงกับโปรตอน

2) การค้นพบอิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอน

การค้นพบอิเล็กตรอน

- ศึกษา หลอดรังสีแคโทด (Cathode ray tube) → หลอดแก้วต่อกับขั้วไฟฟ้าโลหะ ภายในมีแก๊สเล็กน้อย (เกือบเป็นสุญญากาศ)

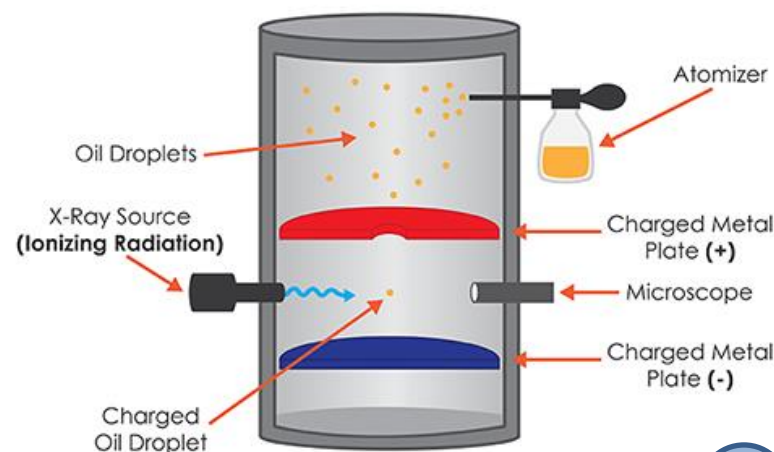


- เมื่อผ่านความต่างศักย์ 10^4 โวลต์ จะเกิดลำแสงพุ่งจากขั้วแคโทด (ขั้ว -) ไปยังขั้วแอโนด (ขั้ว +) เรียกว่า รังสีแคโทด

2) การค้นพบอิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอน

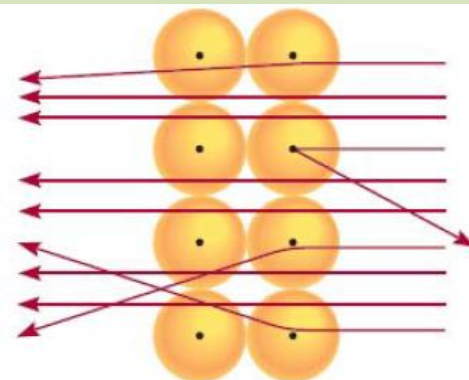
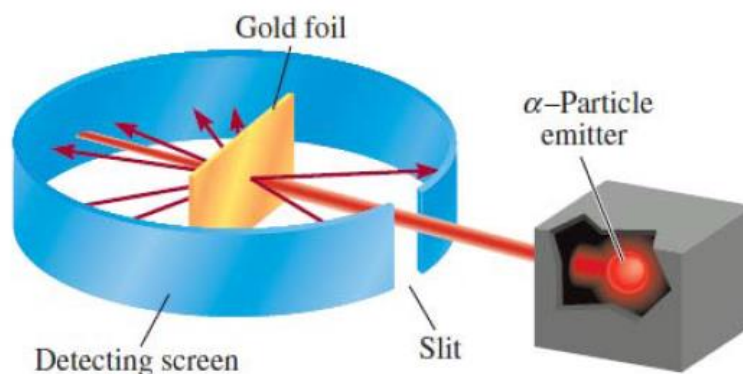
การค้นพบอิเล็กตรอน

- **J.J. Thomson** (ค.ศ. 1897) ทดลองและค้นพบว่า
 - รังสีแคโทดประกอบด้วยอนุภาคที่มีประจุลบ เรียกว่า อิเล็กตรอน
 - เมื่อเพิ่มสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็กให้แก่หลอดรังสีแคโทด
 - ได้อัตราส่วนของประจุต่อมวล (e/m) ของอิเล็กตรอน เท่ากับ 1.75×10^{11} คูลอมบ์ต่อกิโลกรัม
 - คำนี้น่าจะคงที่เสมอ ไม่ว่าจะใช้ขั้วไฟฟ้าเป็นโลหะชนิดใด และบรรจุแก๊สชนิดใด
- **R.A. Milligan** (ค.ศ. 1909) ศึกษา การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน (Milligan's oil drop experiment) ดังนี้
 - ให้อิเล็กตรอนเกาะติดกับหยดน้ำมัน แล้วแปรผันค่าความต่างศักย์จนหยดน้ำมันที่มีประจุลบนั้นหยุดนิ่ง และไม่ตกลงภายใต้แรงโน้มถ่วงของโลก
 - คำนวณ มวลอิเล็กตรอนได้ 9.11×10^{-31} กิโลกรัม และ ประจุของอิเล็กตรอนเท่ากับ 1.60×10^{-19} คูลอมบ์



2) การค้นพบอิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอน

การค้นพบโปรตอน



• Ernest Rutherford (ค.ศ. 1910)

- ใช้แผ่นทองคำบางๆ และโลหะอื่นๆ มาเป็นเป้าให้กับอนุภาคอัลฟา (มีประจุบวก) ที่มาจากแหล่งกำเนิดรังสี
- อนุภาคส่วนใหญ่ทะลุผ่านแผ่นโลหะได้โดยไม่มีการเบี่ยงเบน หรือมีการเบี่ยงเบนเพียงเล็กน้อยเท่านั้น มีส่วนน้อยที่จะกระเจิงหรือเบี่ยงเบนด้วยมุมที่กว้าง และพบน้อยมากที่จะสะท้อนกลับ

ข้อสรุป อะตอมส่วนใหญ่จะมีพื้นที่ว่างอยู่ โดยอนุภาคประจุบวกของอะตอมรวมตัวกันอยู่เป็นกลุ่มเล็กๆ ตรงกลาง เรียกว่า นิวเคลียส

อนุภาคประจุบวก เรียกว่า โปรตอน มีมวล 1.67×10^{-24} g (~ 1840 เท่าของมวลอิเล็กตรอน)

2) การค้นพบอิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอน

การค้นพบนิวตรอน

H มี 1 โปรตอน และ He มี 2 โปรตอน ดังนั้น มวล He : H ควรมีค่าเท่ากับ 2 : 1
แต่ในความเป็นจริง มวล He : H เท่ากับ 4 : 1

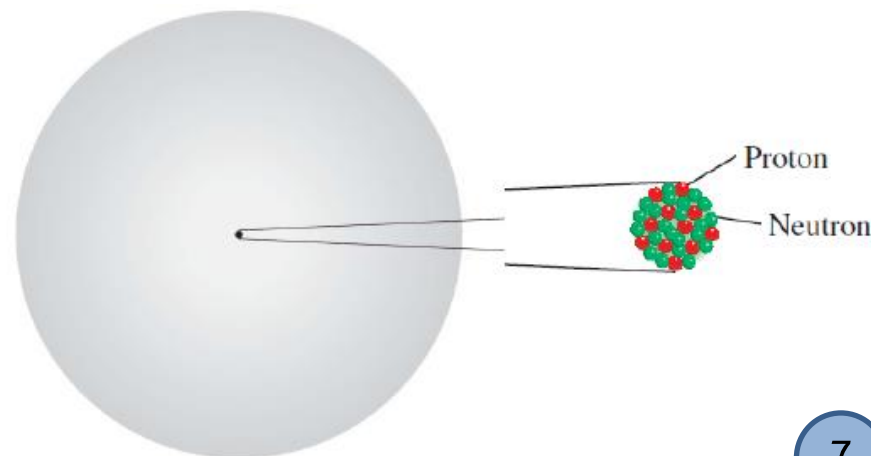


น่าจะมีอนุภาคชนิดอื่นอยู่ภายในนิวเคลียสอีก นอกเหนือจาก โปรตอน

- James Chadwick (ค.ศ. 1932)

- ยิงแผ่นแบริลเลียมบางๆ ด้วยอนุภาคอัลฟา แล้วได้อนุภาคพลังงานสูง และไม่มีประจุไฟฟ้าออกมาจากโลหะ

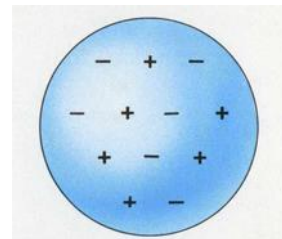
- อนุภาคชนิดใหม่นี้มีมวลประมาณ 1 amu ซึ่งใกล้เคียงกับมวลของโปรตอน เรียกว่า **นิวตรอน**



3) แบบจำลองอะตอม

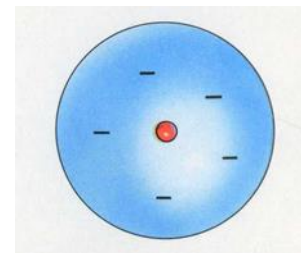
- **J.J. Thomson** เสนอแบบจำลองอะตอม ดังนี้

- อะตอมมีรัศมีประมาณ 10^{-10} เมตร
- ภายในอะตอมมีอนุภาคประจุบวกและอิเล็กตรอนฝังอยู่ทั่วอะตอม ทำให้อะตอมไม่มีประจุ
- น้ำหนักอะตอมส่วนใหญ่เป็นของประจุบวก เนื่องจากอิเล็กตรอนมีน้ำหนักเบา



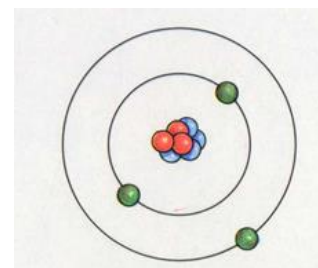
- **E.R. Rutherford** (ค.ศ. 1911) ทดลองและเสนอแบบจำลองอะตอมใหม่ ดังนี้

- อะตอมประกอบด้วยอนุภาคประจุบวกรวมกันเป็นกลุ่มเล็กๆ อยู่กลางอะตอม เรียกว่า นิวเคลียส และมีรัศมีประมาณ 10^{-14} เมตร ซึ่งเล็กกว่าขนาดอะตอมมาก
- อิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสและมีจำนวนเท่ากับประจุบวก อะตอมจึงไม่มีประจุ



- **Niels Bohr** (ค.ศ. 1913)

- เสนอว่าการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสมีลักษณะเป็นวงกลม
- อธิบายโครงสร้างอะตอมโดยใช้ ทฤษฎีควอนตัม



อนุภาคมูลฐานของอะตอม

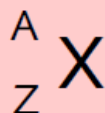
อะตอม ประกอบด้วย โปรตอน (proton) นิวตรอน (neutron) และ อิเล็กตรอน (electron)

นิวคลีออน (nucleon)

(นิวคลีออน หมายถึง อนุภาคจำพวกหนึ่งประกอบกันขึ้นเป็นนิวเคลียสของอะตอม)

- จำนวนโปรตอนภายในนิวเคลียส เรียกว่า เลขอะตอม (atomic number) : Z
- ผลบวกของจำนวนโปรตอนกับนิวตรอน เรียกว่า เลขมวล (mass number): $A = Z + N$
- อะตอมที่เป็นกลาง จำนวนโปรตอนจะเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน

สัญลักษณ์ของอะตอม



$$\begin{matrix} 27 \\ 13 \end{matrix} \text{Al} \Rightarrow \begin{array}{l} \text{โปรตอน} = 13 \\ \text{นิวตรอน} = 27 - 13 = 14 \\ \text{อิเล็กตรอน} = 13 \end{array}$$

4) ทฤษฎีควอนตัม

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

- ค.ศ. 1900 **Planck** เสนอว่า

“พลังงานที่เปล่งออกมาจากวัตถุร้อนจะมีค่าเป็นช่วง ๆ และไม่ได้ปลดปล่อยออกมาอย่างต่อเนื่อง เรียกว่า ควอนตัมของพลังงาน” และค่าพลังงานจะขึ้นอยู่กับความถี่ของแสงนั้น ดังสมการ

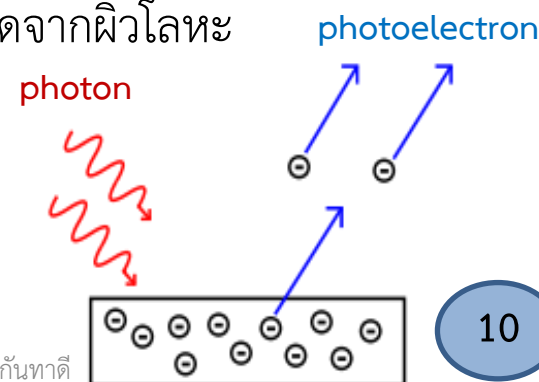
$$E = h\nu \quad (h = \text{ค่าคงที่ของ Planck} = 6.6262 \times 10^{-34} \text{ J.s}) \quad \dots\dots\dots(1)$$

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

“แสงควรมีสมบัติเป็น อนุภาค และเรียกว่า โฟตอน (Photon)” และมีพลังงาน $E = h\nu$ เช่นกัน

เมื่อโฟตอนที่มีความถี่เหมาะสมตกกระทบผิวหน้าโลหะ จะมีอิเล็กตรอนหลุดจากผิวโลหะ เรียกว่า โฟโตอิเล็กตรอน (Photoelectron)

และเรียกปรากฏการณ์นี้ว่า Photoelectric Effect



5) ทฤษฎีอะตอมของบอร์

(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

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

* อิเล็กตรอนย้ายระดับพลังงานระหว่างชั้นที่ 2 กับชั้นที่สูงขึ้นไป

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

$n = 3, 4, 5, 6, \dots\dots\dots$

5) ทฤษฎีอะตอมของบอร์

- ต่อมา **J.R. Rydberg** ได้เสนอสมการคำนวณความยาวคลื่นของเส้นสเปกตรัมทุกชุด ดังนี้

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

เมื่อ $n_1 < n_2$

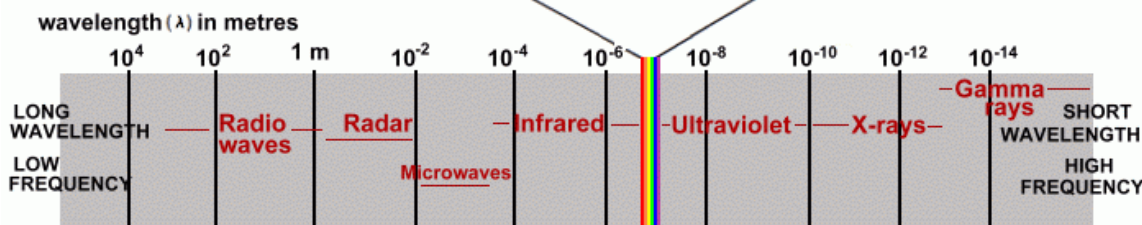
อิเล็กตรอนย้ายระดับพลังงานระหว่าง
ชั้นต่ำกว่า (n_1) และชั้นที่สูงขึ้นไป (n_2)

- จากสมการ 3 จะได้ข้อมูลว่า

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

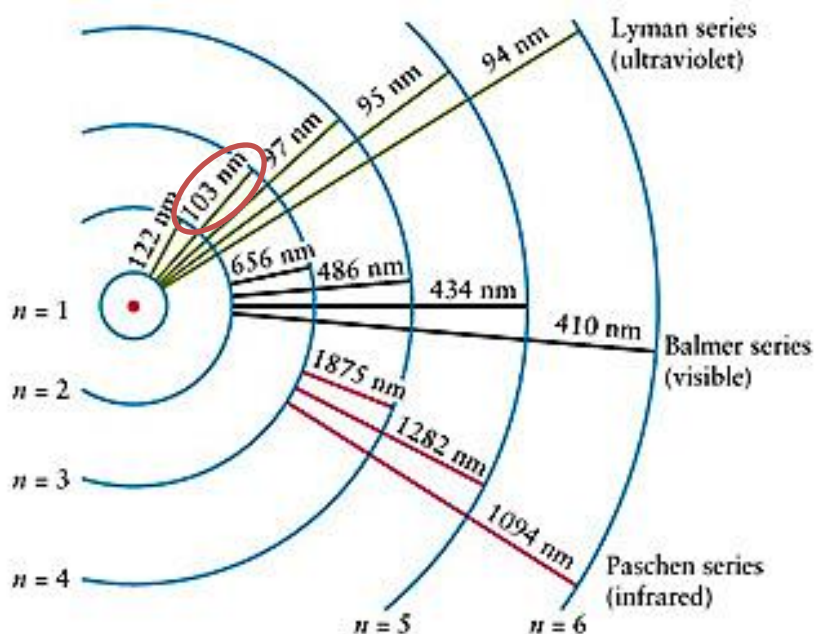
เมื่อ $n_1 = 2$ และ $n_2 = 3, 4, 5, \dots$ เส้นสเปกตรัมจะตรงกับอนุกรม **Balmer** (λ อยู่ช่วง แสง Visible)

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



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

5) ทฤษฎีอะตอมของบอร์



ตัวอย่าง 1 อิเล็กตรอนย้ายจากระดับชั้นที่ 1 ไปยังชั้นที่ 3 ตรงกับความยาวคลื่นเท่าใด

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

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

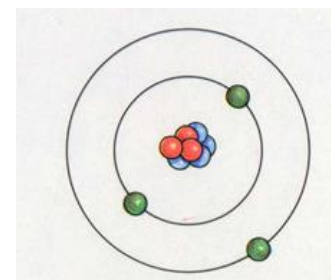
$$= 9.75 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$$

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

(2) ทฤษฎีของ Bohr สำหรับไฮโดรเจนอะตอม

ค.ศ. 1913 **Niels Bohr** เสนอว่า

การเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสมีลักษณะเป็นวงกลม



และจากทฤษฎีควอนตัม จะเรียกชั้นพลังงานหรือวงโคจรของอิเล็กตรอนว่า **เลขควอนตัมหลัก**
 แทนด้วย ค่า n มีค่าตั้งแต่ 1, 2, 3,.....

5) ทฤษฎีอะตอมของบอร์

- ระดับพลังงานของวงโคจรที่ n เรียกว่า E_n

$n = 1$ คือ พลังงานระดับต่ำสุด (E_1) เรียกว่า สถานะพื้น (ground state) อิเล็กตรอนเสถียรที่สุด

$n > 1$ คือ พลังงานระดับสูงขึ้นไป เรียกว่า สถานะกระตุ้นหรือสถานะเร้า (excited state) โดย
ถ้า $n \uparrow$, $E_n \uparrow$ และไม่เสถียร

เมื่อ e^- เปลี่ยนระดับพลังงาน (เปลี่ยนวงโคจร) ไปยังระดับที่สูงขึ้น (n มากขึ้น) e^- จะดูดกลืนพลังงาน

เมื่อ e^- เปลี่ยนระดับพลังงาน (เปลี่ยนวงโคจร) ไปยังระดับที่ต่ำลง (n ลดลง) e^- จะคายพลังงาน

- 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 $n = 1 \rightarrow n = 2$ จะได้ $\Delta E = +$ (e^- ดูดพลังงาน)

ถ้า e^- เปลี่ยนระดับจาก $n = 2 \rightarrow n = 1$ จะได้ $\Delta E = -$ (e^- คายพลังงาน)

5) ทฤษฎีอะตอมของบอร์

ตัวอย่าง 2 จงคำนวณความยาวคลื่นของอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนระดับพลังงานจากชั้นที่ 2 ไปยังชั้นที่ 4
การเปลี่ยนแปลงนี้อิเล็กตรอนต้องดูดพลังงานหรือคายพลังงาน

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

วิธีทำ $\Delta E = E_{\text{ปลายทาง}} - E_{\text{ต้นทาง}} = E_4 - E_2 = (-1.36 \times 10^{-19}) - (-5.46 \times 10^{-19}) \text{ J}$
 $= 4.1 \times 10^{-19} \text{ J}$ ($\Delta E = +$, อิเล็กตรอนดูดพลังงาน)

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

ดังนั้น $\lambda = \frac{h c}{\Delta E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s}) (3.0 \times 10^8 \text{ ms}^{-1})}{4.1 \times 10^{-19} \text{ J}}$
 $= (4.85 \times 10^{-7} \text{ m}) \times \left(\frac{10^9 \text{ nm}}{\text{m}} \right) = 485 \text{ nm}$

5) ทฤษฎีอะตอมของบอร์

- 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 $E_n = \frac{- 2.18 \times 10^{-18}}{n^2} \dots\dots\dots(4)$

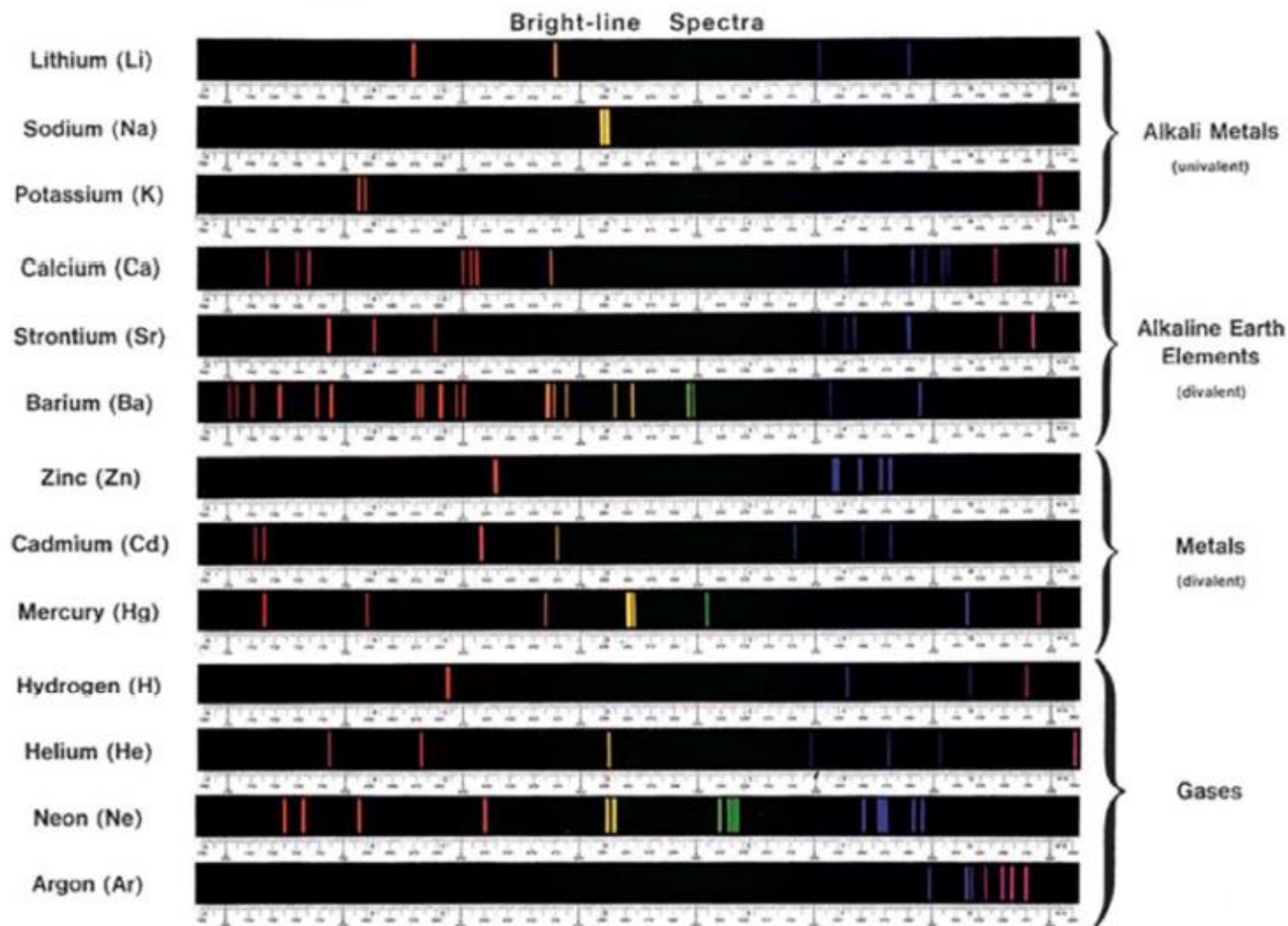
เมื่อ m_e = มวลของอิเล็กตรอน $= 9.11 \times 10^{-28}$ กรัม
 e = ประจุของอิเล็กตรอน $= 1.60 \times 10^{-19}$ คูลอมป์
 Z = เลขอะตอมของไฮโดรเจน $= 1$
 h = ค่าคงที่ของ Planck $= 6.6262 \times 10^{-34}$ จูล.วินาที

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

$$r = a_0 n^2 = (0.529) n^2 \dots\dots\dots(5)$$

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

“ธาตุทุกชนิดมีสเปกตรัมการเปล่งแสงลักษณะเฉพาะตัว”



Flame test



Li
แดงเข้ม



Na
เหลือง



K
ม่วงอ่อน



Rb
ม่วง



Cs
ฟ้า



Ca
ส้ม



Sr
แดงเข้ม



Ba
เขียว

6) 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 จึงอาจอธิบายสมบัติของอิเล็กตรอนโดยการสร้างสมการคลื่น (Wave equation) และแก้สมการโดยใช้คณิตศาสตร์ขั้นสูง
- ค.ศ. 1927 **Schrödinger** เสนอสมการคลื่นเกี่ยวกับสมบัติ พฤติกรรม และขอบเขตบริเวณที่พบอิเล็กตรอน

6) กลศาสตร์คลื่น

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

(1) เลขควอนตัมหลัก (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) เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number, l)

l มีค่าตั้งแต่ 0, 1, 2, ..., $n-1$

l บอกถึง โมเมนตัมเชิงมุมของอิเล็กตรอน ซึ่งสัมพันธ์กับลักษณะการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอน หรือ รูปร่างของออร์บิทัล

6) กลศาสตร์คลื่น

ออร์บิทัล (orbital) หมายถึง บริเวณที่มีโอกาสพบกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนหรือการกระจายตัวของอิเล็กตรอนมากที่สุด)

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

โดยที่ s orbital หมายถึง e^- ที่มีการกระจายตัวหนาแน่นเป็นลักษณะทรงกลม 

p orbital “-----” 2 พู (lobe) หรือคล้ายตั้มเบล 

d orbital “-----” 4 พู (lobe) หรือคล้ายกลีบดอกไม้ม้า 

- 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)

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

6) กลศาสตร์คลื่น

(3) เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number, m_l)

m_l มีค่าตั้งแต่ $-l, \dots, 0, \dots, l-1, l$

m_l บอกถึง สมบัติแม่เหล็กของอิเล็กตรอน ซึ่งสัมพันธ์กับ ทิศทางของออร์บิทัลหรือ
ทิศทางการกระจายอิเล็กตรอน

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 อิเล็กตรอนในชั้นเดียวกันและอยู่ในออร์บิทัลชนิดเดียวกัน จะมี ระดับพลังงานเท่ากัน (degeneracy)

6) กลศาสตร์คลื่น

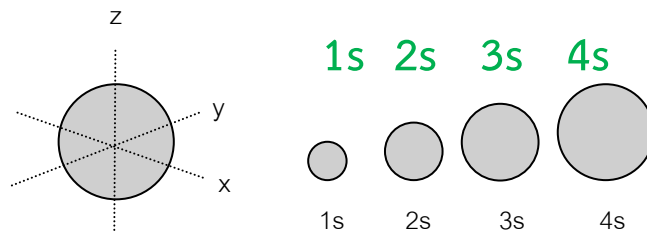
ตาราง 1 ตัวอย่างค่าที่ใช้ในกลศาสตร์คลื่น

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

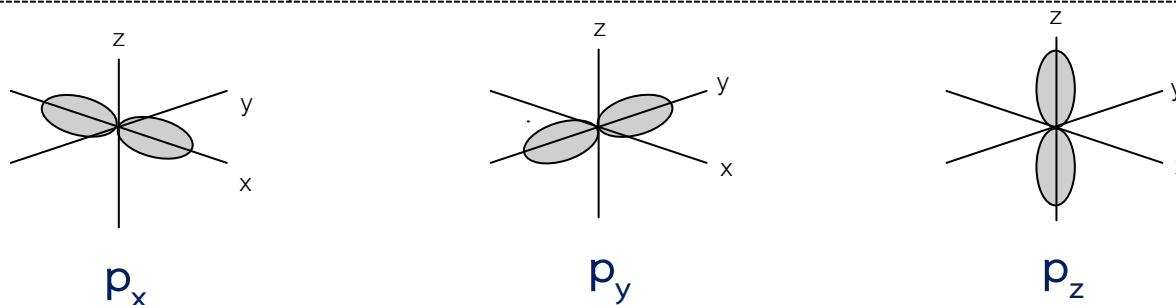
6) กลศาสตร์คลื่น

รูปร่างของออร์บิทัลต่างๆตามแกนเรขาคณิต

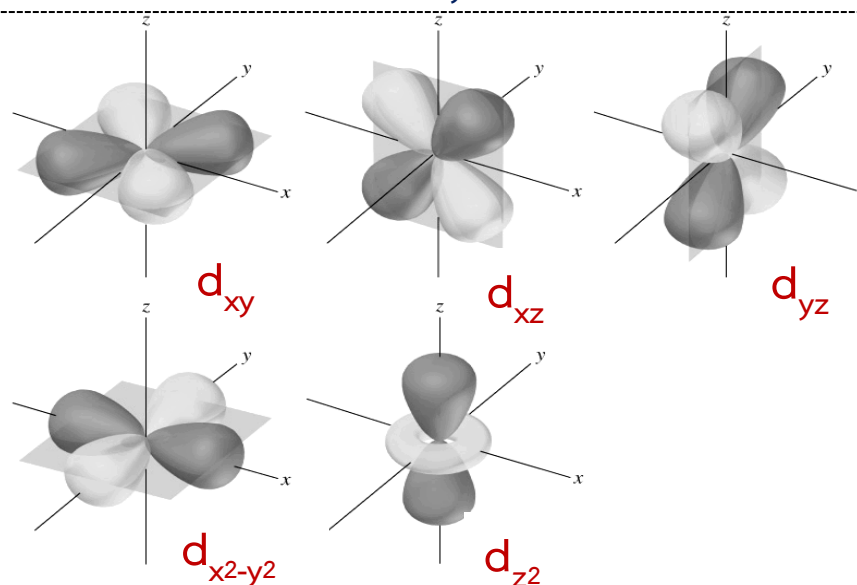
s orbitals



p orbitals



d orbitals

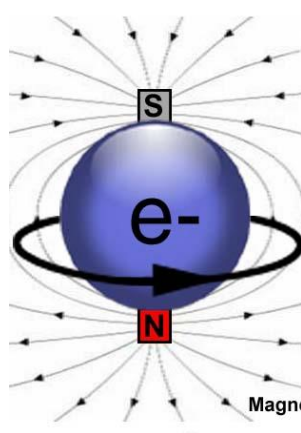


6) กลศาสตร์คลื่น

(4) เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number, m_s)

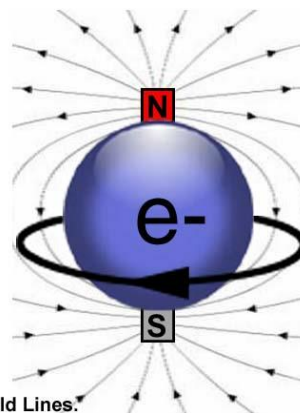
- อิเล็กตรอนมีการหมุนรอบแกนตัวเอง เมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กภายนอกจะมีการจัดตัวเป็นสองแบบที่ต่างกัน คือ หมุนทวนเข็มนาฬิกาและหมุนตามเข็มนาฬิกา
- แสดงด้วยตัวเลข 2 ค่า คือ $+1/2$ เมื่อ e^- หมุนทวนเข็มนาฬิกา (แทนด้วย $\uparrow$ สปินขึ้น) และ $-1/2$ เมื่อ e^- หมุนตามเข็มนาฬิกา (แทนด้วย $\downarrow$ สปินลง)

$$m_s = +1/2 \quad (\text{spin up})$$



Magnetic Field Lines.

$$m_s = -1/2 \quad (\text{spin down})$$

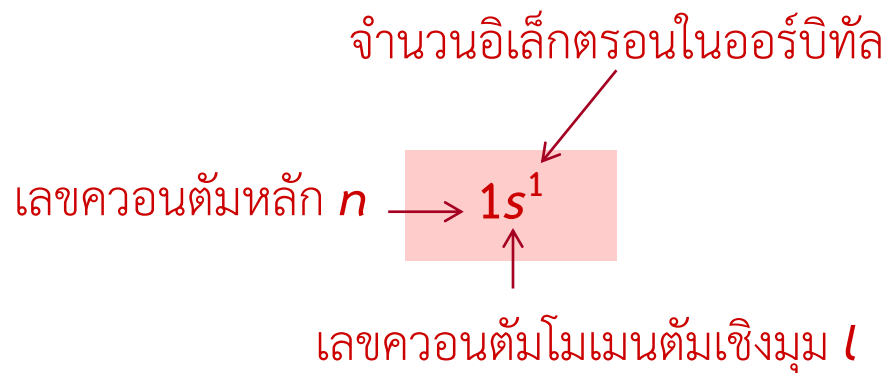


7) โครงสร้างอะตอมของธาตุ

อะตอมที่มีจำนวนอิเล็กตรอนหลายตัว การกระจายของอิเล็กตรอนรอบๆ นิวเคลียส จะจัดตัวตามระดับพลังงานจากน้อยไปหามาก เรียกว่า โครงแบบอิเล็กตรอน (Electron Configuration)

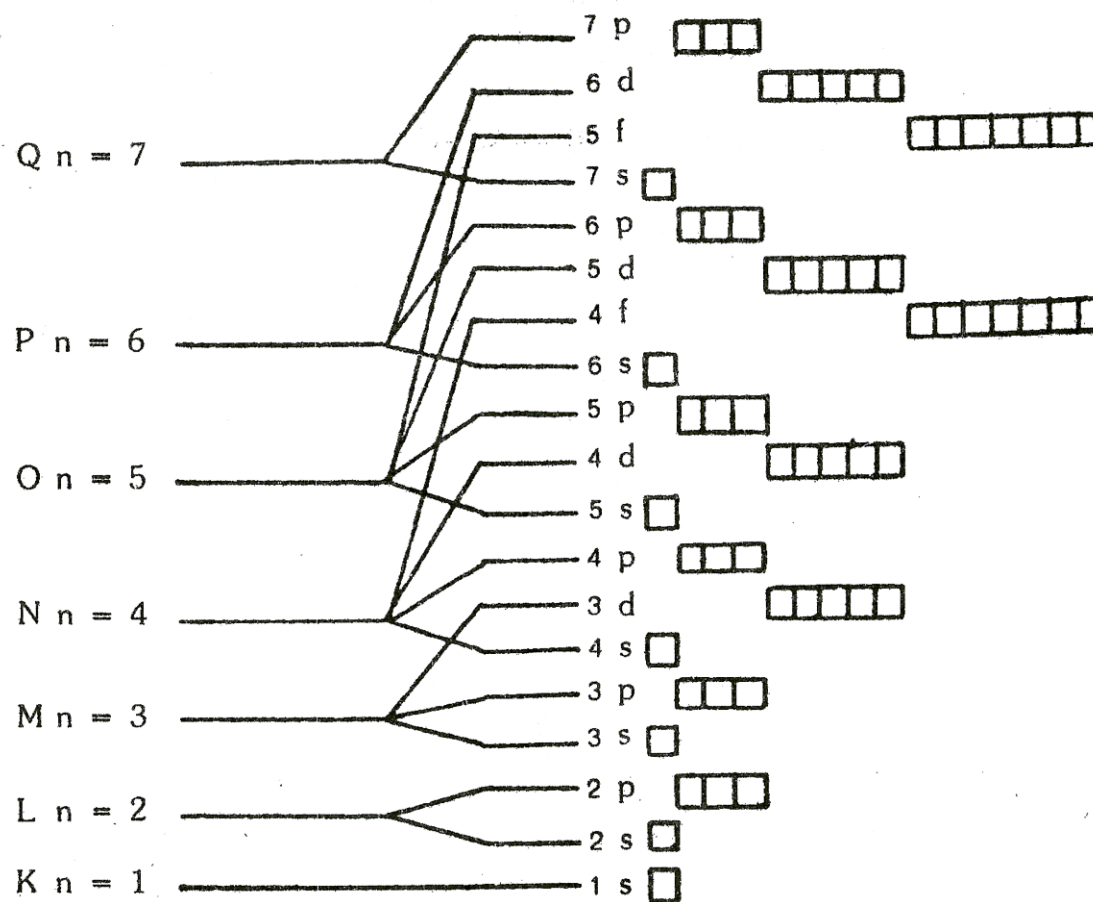
- โครงแบบอิเล็กตรอน แสดงถึง การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในแต่ละออร์บิทัล เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ ที่ประกอบด้วย 3 ส่วน คือ

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



7) โครงสร้างอะตอมของธาตุ

ระดับพลังงานของออร์บิทัลต่างๆ แสดงดังรูป โดยแต่ละช่อง $\square$ แทน 1 ออร์บิทัล บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 2 อิเล็กตรอน



7) โครงสร้างอะตอมของธาตุ

จัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่างๆ ของอะตอม มีหลักเกณฑ์ ดังนี้

1. หลักของเอาฟบาว (Aufbau Principle)

“อิเล็กตรอนจะเข้าไปอยู่ในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดและว่างก่อนเสมอ”

2. หลักของเพาลี (Pauli Exclusion Principle)

“ในแต่ละออร์บิทัลจะมีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 ตัว และต้องมีสปิน (spin) ในทิศทางตรงข้ามกัน” $\uparrow\downarrow$

3. กฎของฮุนด์ (Hund's Rule)

“ออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน จะจัดเรียงให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุด” $\uparrow\uparrow\uparrow$

ตัวอย่างโครงสร้างแบบอิเล็กตรอนของธาตุ H ถึง Na เป็นดังตาราง 2

เลขอะตอม	ธาตุ	โครงแบบอิเล็กตรอน	แผนภาพออร์บิทัล
1	H	$1s^1$	$\uparrow$ 1s
2	He	$1s^2$	$\uparrow\downarrow$ 1s
3	Li	$1s^2 2s^1$ หรือ $[\text{He}] 2s^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ 1s 2s
4	Be	$1s^2 2s^2$ หรือ $[\text{He}] 2s^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ 1s 2s
5	B	$1s^2 2s^2 2p^1$ หรือ $[\text{He}] 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ 1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$
6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$ หรือ $[\text{He}] 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ 1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$
7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$ หรือ $[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ 1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$

ตาราง 2 โครงแบบอิเล็กตรอนของ H ถึง Na (ต่อ)

เลขอะตอม	ธาตุ	โครงแบบอิเล็กตรอน	แผนภาพออร์บิทัล
8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$ หรือ $[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $1s$ $2s$ $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$
9	F	$1s^2 2s^2 2p^5$ หรือ $[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $1s$ $2s$ $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$
10	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$ หรือ $[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $1s$ $2s$ $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ หรือ $[\text{Ne}] 3s^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $1s$ $2s$ $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$ $3s$

*โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุในคาบที่ 3 ตั้งแต่ Na $\rightarrow$ Ar ก็เขียนในทำนองเดียวกัน

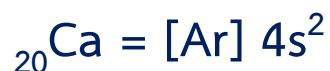
7) โครงสร้างอะตอมของธาตุ

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

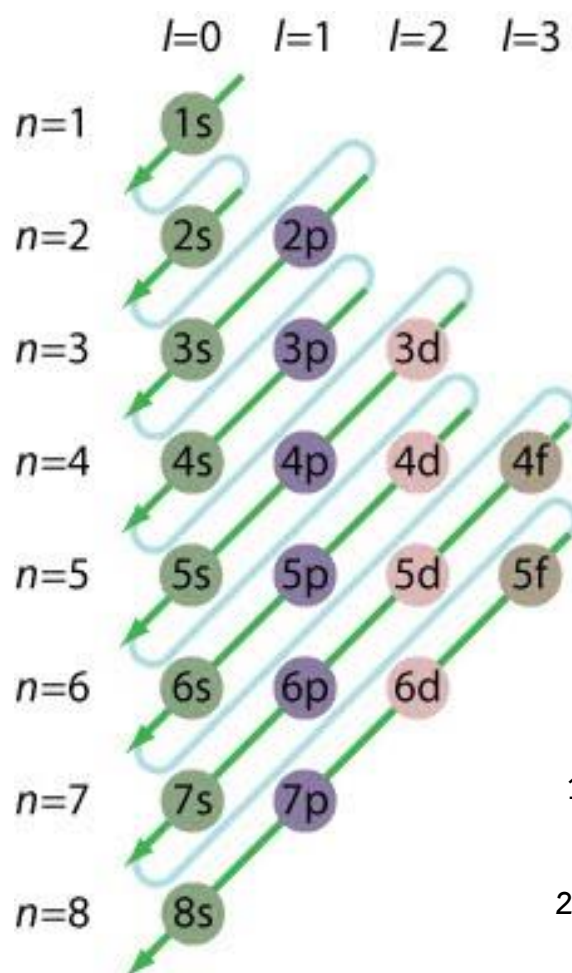
โครงแบบอิเล็กตรอนของ Ne (แก๊สเฉื่อย)

นั่นคือ ในส่วนที่เหมือนกับโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย จะเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ของแก๊สเฉื่อยในวงเล็บ [] ส่วนที่เหลือก็เขียนเพิ่มต่อไป

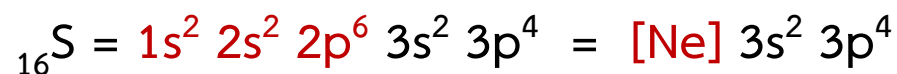
ตัวอย่างเช่น



7) โครงสร้างอะตอมของธาตุ



s-orbital บรรจุ e^- ได้มากที่สุด 2 ตัว
 p-orbital บรรจุ e^- ได้มากที่สุด 6 ตัว
 d-orbital บรรจุ e^- ได้มากที่สุด 10 ตัว
 f-orbital บรรจุ e^- ได้มากที่สุด 14 ตัว



7) โครงสร้างอะตอมของธาตุ

• การบรรจุอิเล็กตรอนแบบไม่ปกติ

(การบรรจุแบบ half-filled และ filled)

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

ตัวอย่าง เช่น

