

บทที่ 3 โครงสร้างอะตอม

หัวข้อ

1. ประวัติความเป็นมาของอะตอม
2. การค้นพบอิเล็กตรอน
3. การค้นพบกัมมันตภาพรังสี
4. โครงสร้างของอะตอม
5. ทฤษฎีควอนตัม
6. ทฤษฎีอะตอมของบอร์
7. สมบัติฐานของเดอบรอยด์
8. หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก
9. กลศาสตร์คลื่น
10. โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

เนื้อหาประกอบการสอน รายวิชา คม 101 หลักเคมี 1_อ.ดร. เพชรลดา กันทาดี

http://www.chemistry.mju.ac.th/wtms_document.aspx?bID=4114

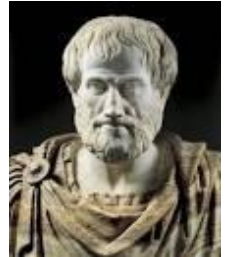
1. ประวัติความเป็นมาของอะตอม

- ก่อนคริสตกักราช, Leukippos และ Demokritos → เสนอว่า “ส่วนประกอบที่เล็กที่สุดของสสาร ทำลายและแบ่งแยกไม่ได้ เรียกว่า อะตอม”



Atom, มาจากภาษากรีก คือ Atomos → a + tomos
= ไม่ + แบ่งแยกได้

Aristotle → เสนอว่า “สสารสามารถแบ่งแยกให้เล็กลงไป
ได้เรื่อย ๆ ไม่มีที่สิ้นสุด”



- ค.ศ. 1803, John Dalton → เสนอทฤษฎีอะตอมของดาลตัน “อะตอมเป็นหน่วยที่เล็กที่สุดของสสาร แบ่งแยกต่อไปอีกไม่ได้ สสารหรือธาตุต่างชนิดกันประกอบด้วยอะตอมต่างชนิดกัน และมีสมบัติต่างกัน”



1. ประวัติความเป็นมาของอะตอม

• ค.ศ. 1897,



J.J. Thomson → ค้นพบอิเล็กตรอน

• ค.ศ. 1911,

E.R. Rutherford → เสนอแบบจำลองอะตอมที่มีนิวเคลียส



• ค.ศ. 1913,



Niels Bohr → อธิบายโครงสร้างอะตอมไฮโดรเจนโดยทฤษฎีควอนตัม

• ค.ศ. 1924,

วิวัฒนาการของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัมสำหรับอะตอมต่าง ๆ

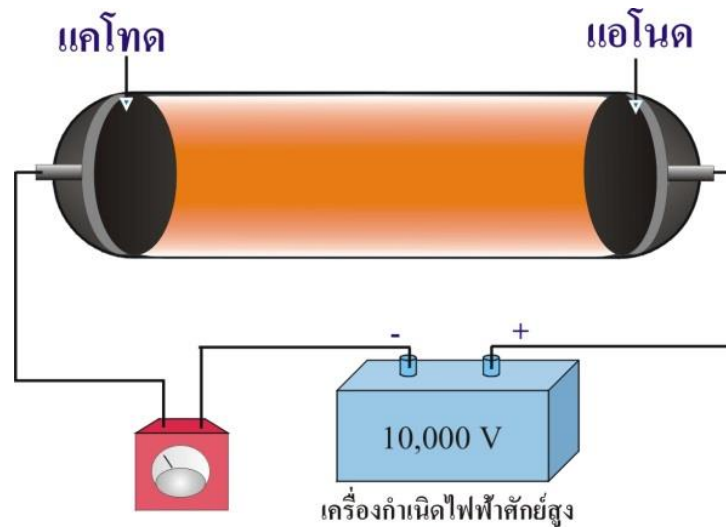
• ค.ศ. 1932,



James Chadwick → ค้นพบนิวตรอน

2. การค้นพบอิเล็กตรอน

- ศึกษา หลอดรังสีแคโทด (Cathode ray tube) → หลอดแก้วต่อกับขั้วไฟฟ้าโลหะ ภายในมีแก๊สเล็กน้อย (เกือบเป็นสุญญากาศ)
- เมื่อผ่านความต่างศักย์ 10^4 โวลต์ จะเกิดลำแสงพุ่งจากขั้วแคโทด (ขั้ว -) ไปยังขั้วแอโนด (ขั้ว +) เรียกว่า รังสีแคโทด



2. การค้นพบอิเล็กตรอน

- **J.J. Thomson** (ค.ศ. 1897) ทดลองและค้นพบว่า

- รังสีแคโทดประกอบด้วยอนุภาคที่มีประจุลบ เรียกว่า **อิเล็กตรอน**
- เมื่อเพิ่มสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็กให้แก่อหลอดรังสีแคโทด

→ ได้อัตราส่วนของประจุต่อมวล (e/m) ของอิเล็กตรอน เท่ากับ 1.75×10^{11} **คูลอมบ์ต่อกิโลกรัม**

- ค่านี้จะคงที่เสมอ ไม่ว่าจะใช้ขั้วไฟฟ้าเป็นโลหะชนิดใด และบรรจุแก๊สชนิดใด



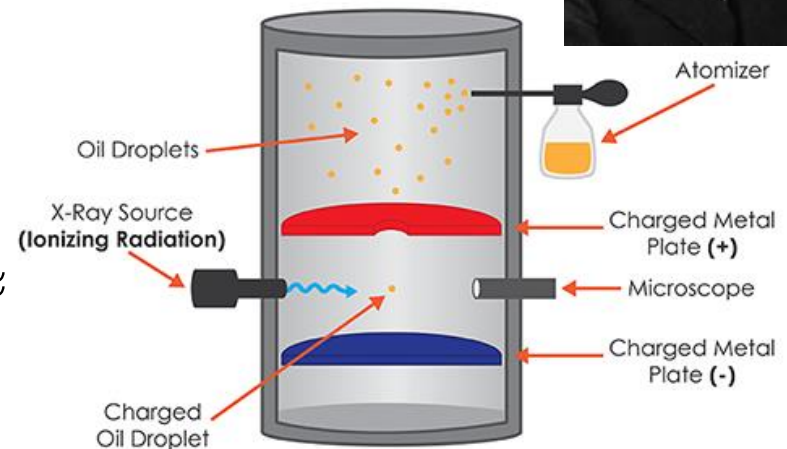
- **R.A. Milligan** (ค.ศ. 1909) ศึกษา การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน (Milligan's oil drop experiment) ดังนี้

- ให้อิเล็กตรอนเกาะติดกับหยดน้ำมัน แล้วแปรผัน

ค่าความต่างศักย์จนหยดน้ำมันที่มีประจุลบนั้นหยุดนิ่ง และไม่ตกลงภายใต้แรงโน้มถ่วงของโลก

- คำนวณ มวลอิเล็กตรอนได้ 9.11×10^{-31} **กิโลกรัม** และ

ประจุของอิเล็กตรอนเท่ากับ 1.60×10^{-19} **คูลอมบ์**



3. การค้นพบกัมมันตภาพรังสี

- **W. Röntgen** (ค.ศ. 1895) ศึกษาหลอดรังสีแคโทดที่เป็นสุญญากาศ (ไม่มีแก๊สภายใน) พบว่า

- รังสีแคโทดจะเคลื่อนจากขั้วแคโทดและพุ่งชนขั้วแอโนดโดยไม่ชนโมเลกุลแก๊ส

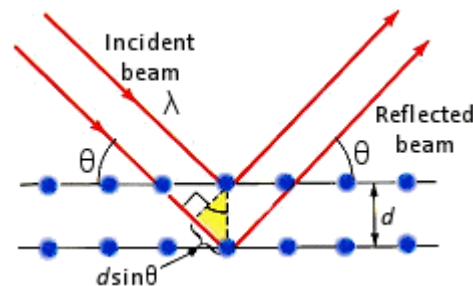
→ เกิดรังสีที่มีพลังงานสูงออกมาจากแอโนด เรียกว่า **รังสีเอ็กซ์** (X-ray)
(รังสีนี้ไม่มีประจุ สามารถทะลุผ่านกระดาษและไม้ได้ แต่ผ่านแผ่นโลหะไม่ได้)



- **Max von laue** สนับสนุนการทดลองนี้

- ค.ศ. 1913 พบว่ารังสีเอ็กซ์เกิด การเลี้ยวเบน (Diffraction)

ได้เมื่อตกกระทบผลึกของแข็ง แสดงว่า รังสีเอ็กซ์มีสมบัติเป็นคลื่น



- **A.H. Becquerel** (ค.ศ. 1896) ค้นพบรังสีที่เปล่งออกมาจากแร่ยูเรเนียม

→ การเกิดกัมมันตภาพรังสี (Radioactivity))



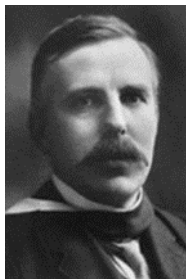
3. การค้นพบกัมมันตภาพรังสี

- **Pierre และ Marie Curie** (ค.ศ. 1898) ค้นพบการแตกตัวของธาตุกัมมันตรังสีสองชนิดออกมาจากรยูเรเนียม ได้แก่ Polonium และ Radium



- การค้นพบเหล่านี้ เป็นการลบล้างแนวคิดเดิมของดาลตัน
ดังนั้น “อะตอมไม่ใช่อนุภาคที่แบ่งแยกไม่ได้”

- **Rutherford** (ค.ศ. 1911) ค้นพบรังสีแอลฟา (ไอออนบวกของฮีเลียม (He)),
รังสีเบตา (ลำอิเล็กตรอน) และ รังสีแกมมา ซึ่งเป็นคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า มีความถี่สูงกว่ารังสีเอ็กซ์

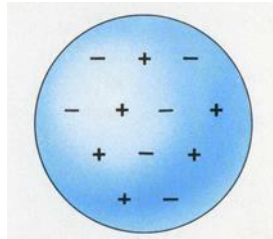


4. โครงสร้างอะตอม

- *J.J. Thomson* เสนอแบบจำลองอะตอม ดังนี้

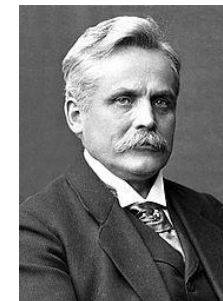


- อะตอมมีรัศมีประมาณ 10^{-10} เมตร
- ภายในอะตอมมีอนุภาคประจุบวกและอิเล็กตรอนฝังอยู่ทั่วอะตอม ทำให้อะตอมไม่มีประจุ



- น้ำหนักอะตอมส่วนใหญ่เป็นของอนุภาคประจุบวก เนื่องจากอิเล็กตรอนมีน้ำหนักน้อยกว่ามาก

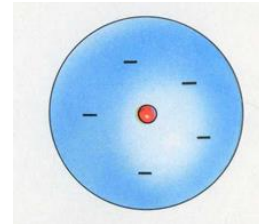
- *William Wein* (ค.ศ. 1889) ค้นพบว่าอนุภาคประจุบวก คือ โปรตอน และมีมวลเท่ากับ 1.0073 amu



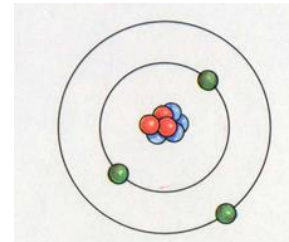
4. โครงสร้างอะตอม



- ต่อมา **E.R. Rutherford** (ค.ศ. 1911) ศึกษาการผ่านรังสีแอลฟาไปยังแผ่นโลหะบาง เช่น ทองคำ และเสนอแบบจำลองอะตอมใหม่ดังนี้
 - อะตอมประกอบด้วยอนุภาคประจุบวกรวมกันเป็นกลุ่มเล็กๆ อยู่กลางอะตอม เรียกว่า **นิวเคลียส** และมีรัศมี $\sim 10^{-14}$ เมตร ซึ่งเล็กกว่าขนาดอะตอมมาก รังสีแอลฟาส่วนใหญ่จึงทะลุผ่านอะตอมไป ส่วนรังสีแอลฟาส่วนน้อยที่ชนนิวเคลียสจะเกิดแรงผลักระหว่างประจุบวกทำให้เบี่ยงเบนทิศทางไป
 - อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่เป็นวงกลมล้อมรอบนิวเคลียสและมีจำนวนเท่ากับประจุบวก อะตอมจึงไม่มีประจุ



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



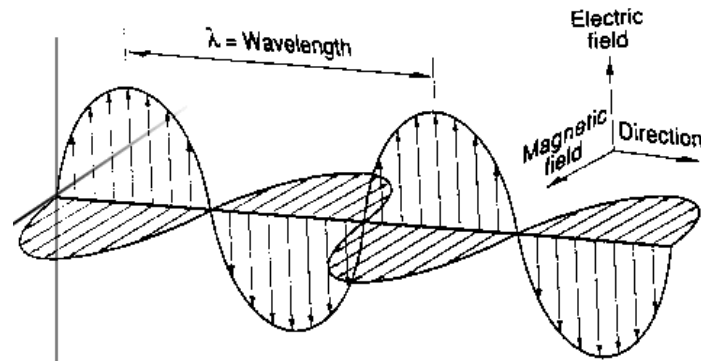
- **James Chadwick** (ค.ศ. 1932) พบว่าการยิงรังสีแอลฟาชนแผ่นโลหะเบริลเลียม (Be) จะได้อนุภาคชนิดหนึ่ง และเรียกว่า **นิวตรอน** และมีมวลใกล้เคียงกับโปรตอน



5. ทฤษฎีควอนตัม

(1) J.C. Maxwell (ก่อน ค.ศ. 1900) เสนอทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า

“แสงเป็นคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า เมื่อแสงเคลื่อนที่จะมี สนามไฟฟ้า และ สนามแม่เหล็ก เคลื่อนที่ ในทิศทางตั้งฉากซึ่งกันและกัน และตั้งฉากกับทิศทางที่แสงเคลื่อนที่เสมอ”



- ถ้าให้ความร้อนแก่วัตถุมาก \rightarrow วัตถุนั้นจะเปล่งรังสีออกมาทั้งในรูปของความร้อนและแสงที่มีความเข้มสูง เช่น เผาแท่งเหล็กให้ร้อนขึ้น สีของแท่งเหล็กจะเปลี่ยนแปลงจาก สีคล้ำ \rightarrow สีแดง \rightarrow สีส้ม \rightarrow สีเหลือง \rightarrow สีขาว

5. ทฤษฎีควอนตัม

(2) จุดเริ่มต้นของทฤษฎีควอนตัม



- ค.ศ. 1900 *Planck* เสนอว่า

“พลังงานของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าที่เปล่งออกมาจากวัตถุร้อนจะมีลักษณะเป็นกลุ่มๆ เรียกว่า ควอนตัมของพลังงาน โดยมีค่าเป็นช่วงๆ และไม่ได้ปลดปล่อยออกมาอย่างต่อเนื่อง”

- พลังงานของแสงชนิดต่างๆ จะขึ้นอยู่กับความถี่ของแสงนั้น ดังสมการ

$$E = h\nu$$

.....(1)

(h = ค่าคงที่ของ Planck = 6.6262×10^{-34} J.s)

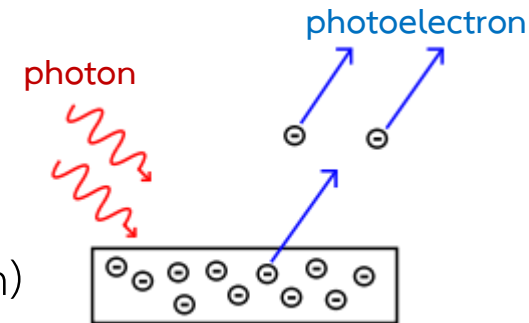
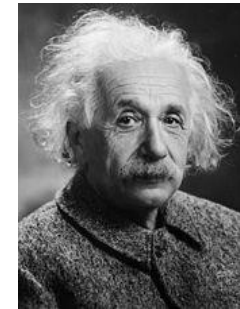
5. ทฤษฎีควอนตัม

(3) Photoelectric Effect

- ค.ศ. 1905 **Albert Einstein** อธิบายปรากฏการณ์นี้ โดยเสนอว่า “แสงควรมีสสมบัติเป็น **อนุภาค** และเรียกว่า **โฟตอน (Photon)**” และอาศัยทฤษฎีของ Planck สรุปว่า

$$\text{โฟตอนที่มีความถี่ } \nu \text{ จะมีพลังงาน } E = h \nu$$

- เมื่อแสงที่มีความถี่เหมาะสม \rightarrow ตกกระทบผิวหน้าของโลหะ \rightarrow มีอิเล็กตรอนหลุดจากผิวโลหะ เรียกว่า **โฟโตอิเล็กตรอน (Photoelectron)**



- ถ้าให้แสงตกกระทบมีพลังงานมากกว่าพลังงานต่ำสุดที่ทำให้เกิดโฟโตอิเล็กตรอน \rightarrow พลังงานส่วนเกินนั้นจะทำให้โฟโตอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ต่อไปด้วยพลังงานจลน์

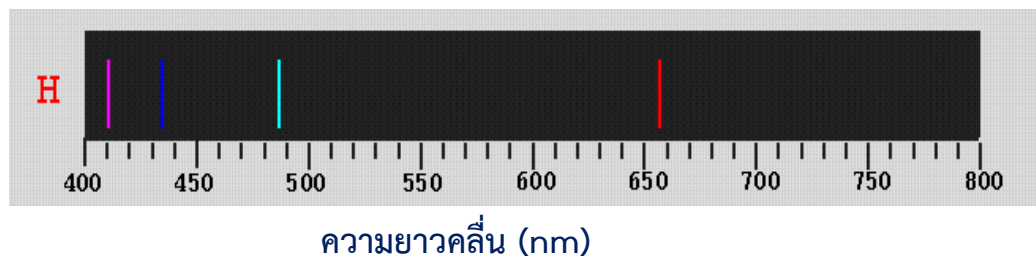
จำนวนโฟโตอิเล็กตรอน \propto จำนวนโฟตอนที่ตกกระทบ

\propto ความเข้มของแสง

6. ทฤษฎีอะตอมของบอร์

(1) สเปกตรัมของไฮโดรเจน

- เมื่อให้ความร้อนแก่อะตอมไฮโดรเจนมากพอ → จะเห็นการเปล่งแสงซึ่งเมื่อผ่านปริซึมพบว่าประกอบด้วยแสงสีแดง เขียว น้ำเงิน และม่วง แยกออกจากกันเป็นเส้นๆ เรียงตามความถี่หรือความยาวคลื่น เรียกว่า เส้นสเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอม อยู่ในช่วงที่ตามองเห็น (Visible region)



- ต่อมาในปี ค.ศ. 1885 *J.J. Balmer* เสนอสูตรสำหรับคำนวณความยาวคลื่น (λ) ของชุดเส้นสเปกตรัมไฮโดรเจน (อนุกรม Balmer) ดังนี้



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

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

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

6. ทฤษฎีอะตอมของบอร์

- และในที่สุด *J.R. Rydberg* ได้เสนอสมการสำหรับคำนวณความยาวคลื่นของเส้นสเปกตรัมทุกชุด ดังนี้



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

.....(3)

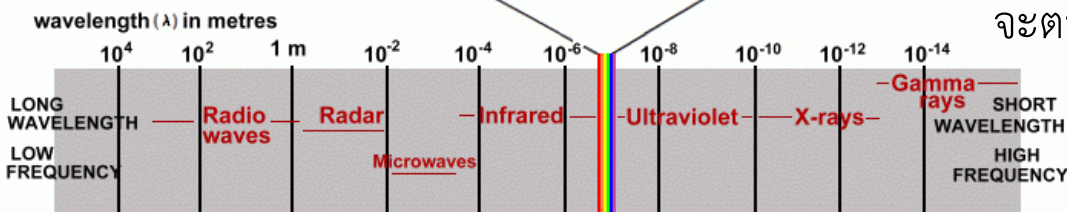
เมื่อ $n_1 < n_2$

- จากสมการ 3 จะได้ข้อมูลว่า

เมื่อ $n_1 = 1$ และ $n_2 = 2, 3, 4, \dots$ เส้นสเปกตรัมต่างๆ จะตรงกับอนุกรม Lyman $\rightarrow \lambda$ อยู่ในช่วง รังสี UV

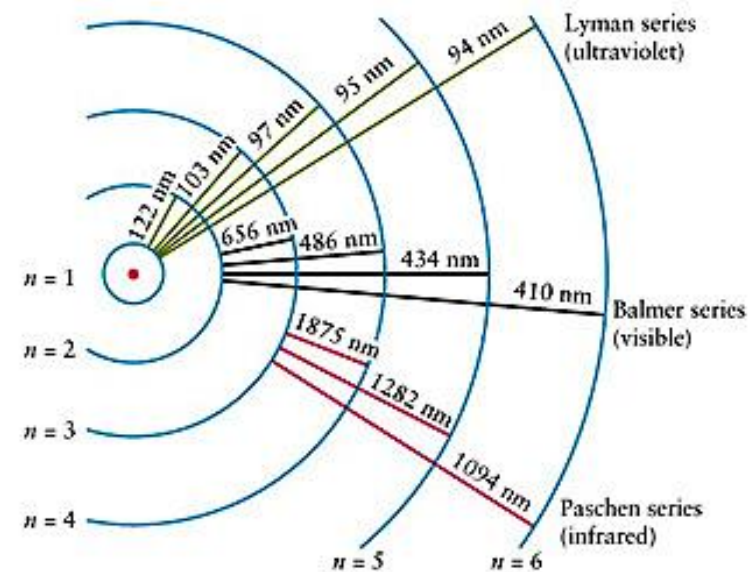
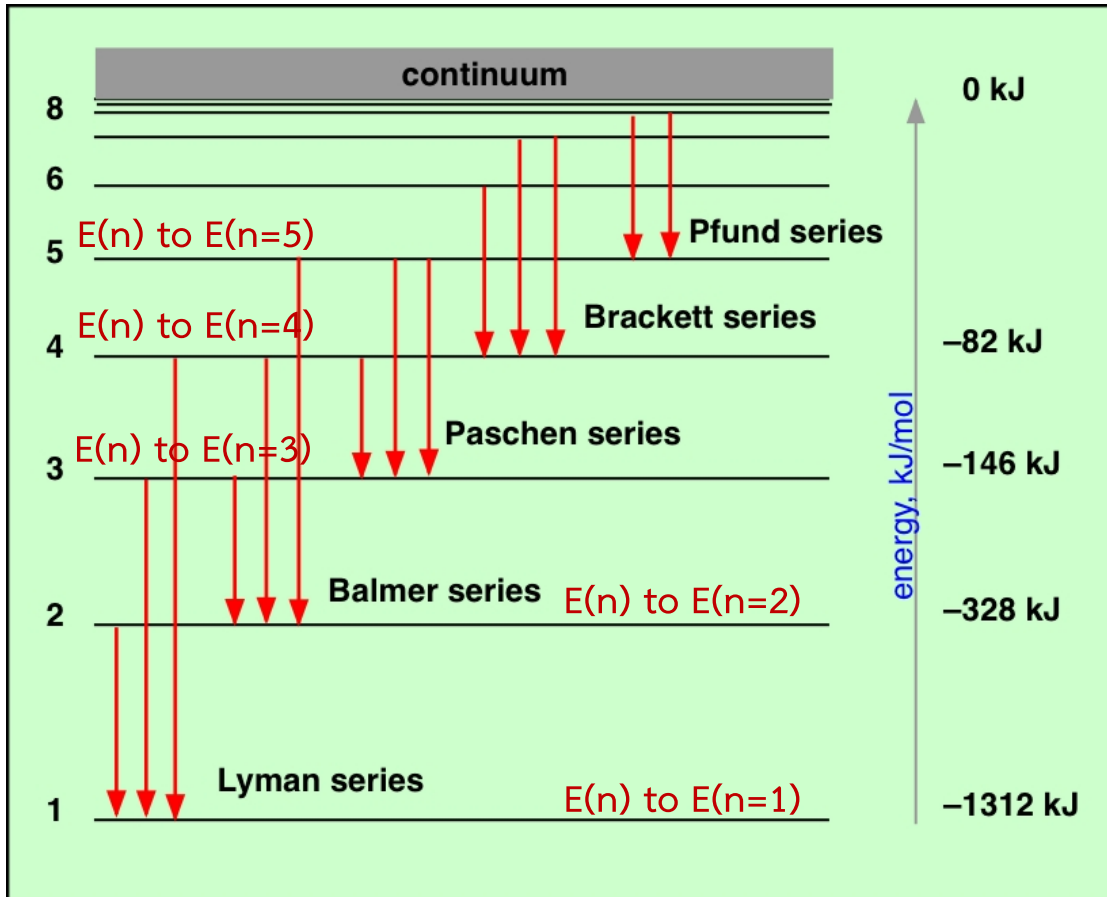
เมื่อ $n_1 = 2$ และ $n_2 = 3, 4, 5, \dots$ เส้นสเปกตรัมต่างๆ จะตรงกับอนุกรม Balmer $\rightarrow \lambda$ อยู่ในช่วง แสง Visible

เมื่อ $n_1 = 3$ และ $n_2 = 4, 5, 6, \dots$ เส้นสเปกตรัมต่างๆ จะตรงกับอนุกรม Paschen $\rightarrow \lambda$ อยู่ในช่วง รังสี IR



นอกจากนี้ ยังมี 2 ชุดสเปกตรัมที่พลังงานต่ำลง
ไปอีก คือ $n_1 = 4$ และ $n_1 = 5$ เส้นสเปกตรัมต่างๆ
จะตรงกับอนุกรม Brackett และ Pfund ตามลำดับ

6. ทฤษฎีอะตอมของบอร์



6. ทฤษฎีอะตอมของบอร์

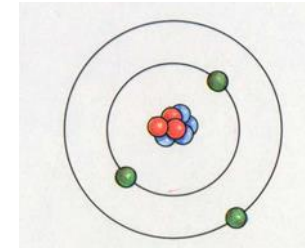
(2) ทฤษฎีของ Bohr สำหรับไฮโดรเจนอะตอม

ค.ศ. 1913 *Niels Bohr* เสนอแบบจำลองอะตอม ดังนี้



- การเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสมีลักษณะเป็นวงกลม และเป็นไปตามความสัมพันธ์

$$m_e v r = n h$$



.....(4)

เมื่อ m_e = มวลของอิเล็กตรอน

v = ความเร็วในการเคลื่อนที่

r = รัศมีของการเคลื่อนที่

h = ค่าคงที่ของ Planck

และ n = ชั้นพลังงานหรือวงโคจรของอิเล็กตรอน = 1, 2, 3,.....

จากทฤษฎีควอนตัม ค่า n หมายถึง **เลขควอนตัม** (quantum number) และการเคลื่อนที่ที่เป็นไปตามสมการ (4) อิเล็กตรอนจะไม่มี การสูญเสียพลังงานและมีความเสถียร

6. ทฤษฎีอะตอมของบอร์

- ระดับพลังงานของวงโคจรที่ n เรียกว่า E_n

ถ้า $n = 1$ คือ พลังงานระดับขั้นต่ำสุด (E_1) เรียกว่า สถานะพื้น (ground state) $\rightarrow e^-$ เสถียรที่สุด

$n > 1$ คือ พลังงานระดับสูงขึ้นไป เรียกว่า สถานะกระตุ้นหรือสถานะเร้า (excited state) $\rightarrow e^-$ ไม่เสถียร

- e^- เปลี่ยนระดับพลังงาน (วงโคจร) ไปยังระดับที่สูงขึ้น (n มากขึ้น, พลังงานมากขึ้น) \rightarrow e^- ดูดพลังงาน
- e^- เปลี่ยนระดับพลังงาน (วงโคจร) ไปยังระดับที่ต่ำลง (n น้อยลง, พลังงานลดลง) \rightarrow e^- คายพลังงาน

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

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

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

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

6. ทฤษฎีอะตอมของบอร์

ตัวอย่าง 1 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
$$\Delta E = E_{\text{ปลายทาง}} - E_{\text{ต้นทาง}} = E_4 - E_2 = (-1.36 \times 10^{-19}) - (-5.46 \times 10^{-19}) \text{ J}$$

$$= 4.1 \times 10^{-19} \text{ J} \quad (\Delta E = +, \text{ อิเล็กตรอนดูดพลังงาน})$$

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

ดังนั้น
$$\lambda = \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (3.0 \times 10^8 \text{ ms}^{-1})}{4.1 \times 10^{-19} \text{ J}} = 485 \text{ nm}$$

6. ทฤษฎีอะตอมของบอร์

- Bohr เสนอสูตรการคำนวณระดับพลังงาน (E_n) โดยใช้กฎทางกลศาสตร์และไฟฟ้าร่วมกับสมมติฐานแบบจำลองอะตอม ดังนี้

$$E_n = - \left(\frac{2\pi^2 m_e Z^2 e^4}{h^2} \right) \frac{1}{n^2} \quad \dots\dots(5)$$

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

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

Z = เลขอะตอมของไฮโดรเจน = 1

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

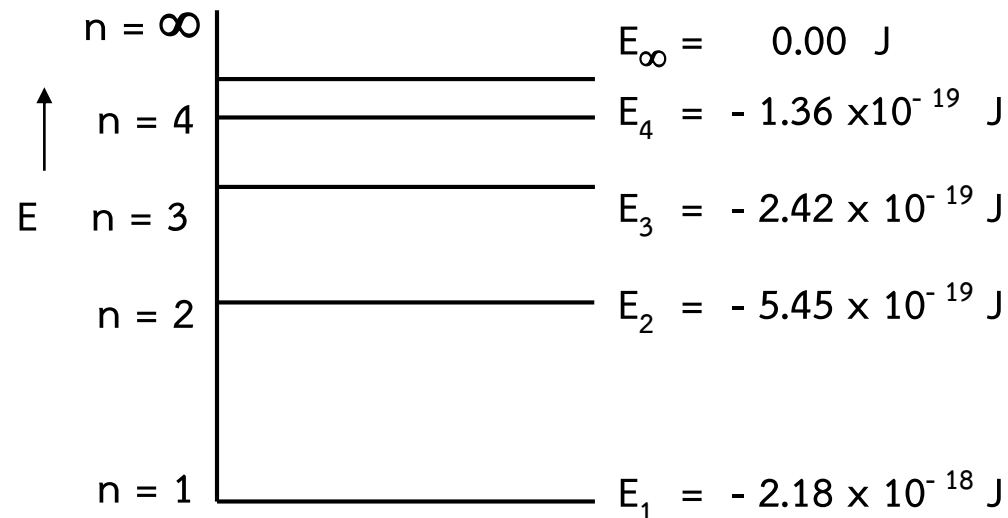
จะได้ค่าคงที่รวมสำหรับอะตอมไฮโดรเจนเท่ากับ 2.18×10^{-18} จูล

ดังนั้น จากสมการ (5) จะได้สมการใหม่เป็น

$$E_n = \frac{- 2.18 \times 10^{-18}}{n^2} \quad \dots\dots(6)$$

6. ทฤษฎีอะตอมของบอร์

- จากสูตร (6) อาจคำนวณค่าพลังงานสำหรับ $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ และเขียนแผนภาพระดับพลังงานไฮโดรเจนอะตอมได้ดังนี้



นอกจากนี้ Bohr ได้เสนอสูตรการหา รัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอน ที่มีเลขควอนตัม n คือ

$$r = a_0 n^2 = (0.529) n^2 \dots\dots\dots(7)$$

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

7. สมมติฐานของเดอบรอยล์

- จากงานของไอน์สไตน์ที่กล่าวว่า “แสงมีสมบัติเป็นทั้งคลื่นและอนุภาค”

de Broglie (ค.ศ. 1924) → ตั้งสมมติฐานว่า “สสารทุกชนิดก็มีสมบัติความเป็นคลื่นอยู่ในตัวด้วย” และเสนอสมการแสดงความสัมพันธ์ของสมบัติที่เป็น คลื่นและอนุภาค ของสสาร



$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv} \quad \dots\dots(10)$$

(เมื่อ p = โมเมนตัมของสสาร และ v = อัตราเร็วในการเคลื่อนที่ของสสาร)

เรียก λ ตามสมการ (10) นี้ว่า “ความยาวคลื่นของเดอบรอยล์”

- ตัวอย่างอนุภาคที่มีสมบัติความเป็นคลื่นในตัว ได้แก่ รั้งสีเอ็กซ์ นิวตรอน และ อิเล็กตรอน (ถ้าอิเล็กตรอนเกิดการเลี้ยวเบนได้)

- แนวคิดของ de Broglie นำไปใช้อธิบายสมบัติอิเล็กตรอนในทฤษฎีของ Bohr

8. หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก

Heisenberg (ค.ศ. 1927) เสนอว่า

“ไม่สามารถรู้ตำแหน่งที่อยู่และโมเมนตัมของอิเล็กตรอนได้อย่างแน่นอนพร้อมๆ กันได้”

- การวัดตำแหน่งที่แน่นอนของอิเล็กตรอนซึ่งมีขนาดเล็กมาก ต้องใช้ลำแสงเป็นตัวค้นหาอิเล็กตรอน และแสงนั้นต้องมีความยาวคลื่นน้อย
- แต่แสงที่มีความยาวคลื่นน้อย จะมีพลังงานสูง → แสงอาจชนกับอิเล็กตรอนจนทำให้โมเมนตัมของ e^- เปลี่ยนแปลงไปจากเดิม เกิดความคลาดเคลื่อน

ไฮเซนเบิร์กจึงได้เสนอหลักความไม่แน่นอนว่า

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi} \quad \text{.....(11)}$$

เมื่อ Δp = ความไม่แน่นอนของโมเมนตัม และ Δx = ความไม่แน่นอนของตำแหน่ง

ดังนั้น e^- จะอยู่ตำแหน่งใดบ้างในอะตอม เราสามารถบอกได้เพียง โอกาสหรือความเป็นไปได้ในการพบอิเล็กตรอน โดยอาศัยหลักของ กลศาสตร์คลื่น



9. กลศาสตร์คลื่น

- จากงานของ de Broglie และ Heisenberg สามารถนำมาอธิบายปรากฏการณ์ของอิเล็กตรอนในอะตอมได้ใกล้เคียงความเป็นจริงมากที่สุดดังนี้ คือ

- อิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นคลื่น → อาจอธิบายสมบัติของอิเล็กตรอนโดยการสร้าง สมการคลื่น (Wave equation) และแก้สมการโดยใช้คณิตศาสตร์ขั้นสูง

- การพิจารณาอิเล็กตรอน มักกล่าวถึงในรูปของ “โอกาสที่จะพบอิเล็กตรอน” หรือ “ความหนาแน่นของอิเล็กตรอน”

- ค.ศ. 1927 **Schrödinger** เสนอสมการเกี่ยวกับ สมบัติความเป็นคลื่นของอิเล็กตรอน, ลักษณะแวลล้อมรอบอิเล็กตรอน, และ พลังงานศักย์ (เนื่องจาก e^- ดึงดูดกับโปรตอน) และ พลังงานจลน์ของอิเล็กตรอน (เนื่องจาก e^- เคลื่อนที่รอบนิวเคลียส)



$$-\frac{\hbar^2}{2m} \frac{d^2\psi}{dx^2} + V\psi = E\psi \quad \dots\dots(12)$$

****การแก้สมการตัวแปรต่าง ๆ ค่อนข้างยุ่งยาก จะไม่กล่าวถึงในบทนี้****

9. กลศาสตร์คลื่น

จากการใช้คณิตศาสตร์ขั้นสูงในการแก้สมการของ Schrödinger จะได้ เลขควอนตัม (Quantum numbers) ซึ่งเป็นตัวแปรที่ใช้อธิบายสมบัติของอิเล็กตรอนในอะตอม ดังนี้

(1) เลขควอนตัมหลัก (Principal 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

9. กลศาสตร์คลื่น

(2) เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number, l) (ต่อ)

(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^- 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)

- การอธิบายรูปร่างออร์บิทัลของ e^- จะต้องระบุให้ทราบว่า e^- เหล่านั้นอยู่ในระดับพลังงานชั้นใดด้วย เช่น อิเล็กตรอนที่มีค่า $n = 2$ และ $l = 0$ หมายถึง อิเล็กตรอนในชั้นที่ 2 หรือ **L shell** และอยู่ใน **s orbital** (มีการกระจายตัวเป็นทรงกลม) → จะเขียนแทนด้วย **2s** อิเล็กตรอน

9. กลศาสตร์คลื่น

(3) เลขควอนตัมเชิงแม่เหล็ก (Magnetic quantum number, m_l)

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

m_l บอกถึง สมบัติแม่เหล็กของอิเล็กตรอน ซึ่งสัมพันธ์กับทิศทางของออร์บิทัลหรือทิศทาง
กระจายอิเล็กตรอน

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

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

อะตอมในสถานะปกติหรือไม่ถูกเหนี่ยวนำด้วยสนามแม่เหล็กภายนอก \rightarrow อิเล็กตรอนในชั้นเดียวกันและอยู่ในออร์บิทัลชนิดเดียวกัน จำนวนออร์บิทัลทุกทิศทางจะมีระดับพลังงานเท่ากัน (degeneracy)

9. กลศาสตร์คลื่น

(4) เลขควอนตัมเชิงสปิน (Spin quantum number, m_s)

m_s มีเพียง 2 ค่า คือ $+\frac{1}{2}$ และ $-\frac{1}{2}$

m_s เกิดเนื่องจากอิเล็กตรอนหมุนรอบตัวเอง (spin) ซึ่งอาจเป็นการหมุนตามเข็มนาฬิกาหรือทวนเข็มนาฬิกา ทำให้ m_s มีเพียง 2 ค่า

ในบางครั้งเพื่อความสะดวกอาจเขียนแทนด้วยเครื่องหมาย เช่น $m_s = +\frac{1}{2}$ แทนด้วย \uparrow

$m_s = -\frac{1}{2}$ แทนด้วย \downarrow

**** อิเล็กตรอนแต่ละตัวในอะตอม จะมีเลขควอนตัมทั้งสี่เฉพาะตัว ไม่ซ้ำกัน เป็นไปตามหลักการกีดกันของเพาลี (Pauli Exclusion Principle) ซึ่งกล่าวว่า “อิเล็กตรอนในอะตอมเดียวกันจะมีเลขควอนตัมทั้งสี่เหมือนกันไม่ได้”**

9. กลศาสตร์คลื่น

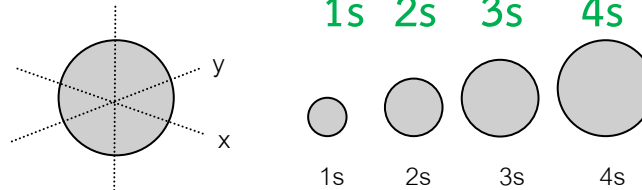
ตาราง 1 ตัวอย่างค่าที่ใช้ในกลศาสตร์คลื่น

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

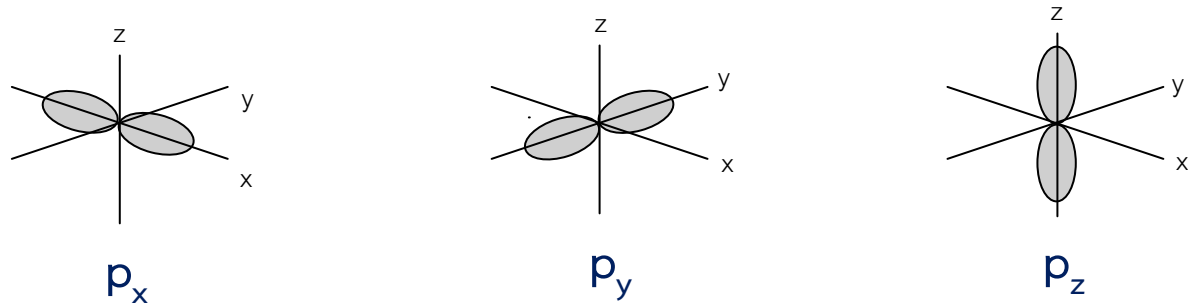
9. กลศาสตร์คลื่น

รูปร่างของออร์บิทัลต่างๆตามแกนเรขาคณิต

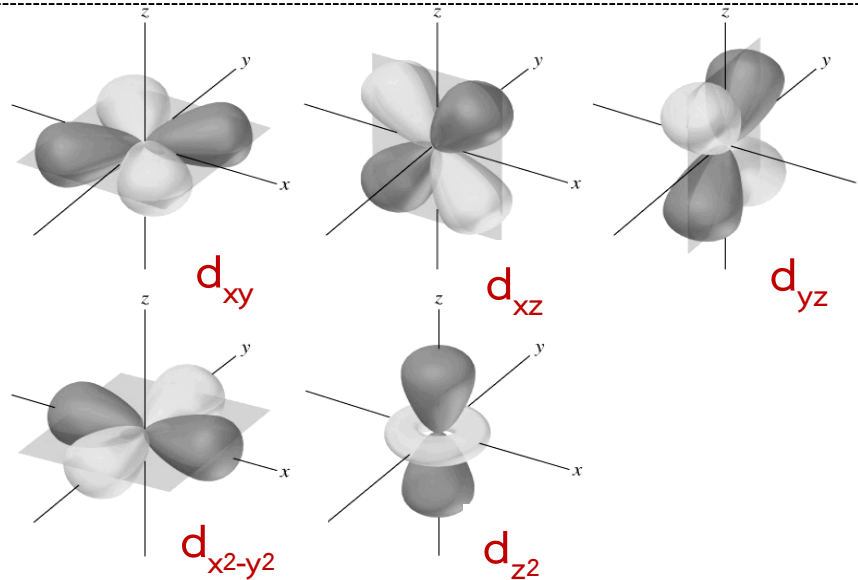
s orbitals



p orbitals

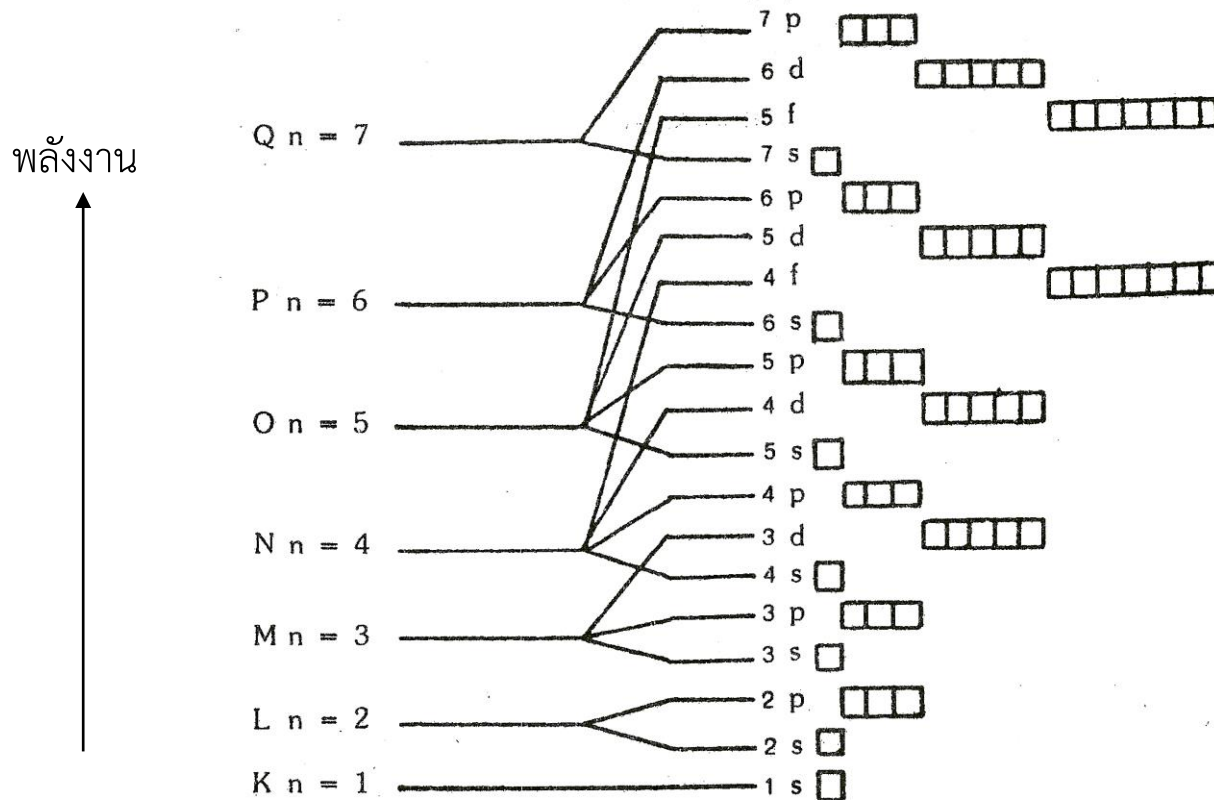


d orbitals



10. โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ

อะตอมที่มีจำนวนอิเล็กตรอนหลายตัว การกระจายของอิเล็กตรอนรอบๆ นิวเคลียส จะจัดตัวตามระดับพลังงานจากน้อยไปหามาก เรียกว่า โครงแบบอิเล็กตรอน (Electron Configuration) ระดับพลังงานของออร์บิทัลต่างๆ แสดงดังรูป โดยแต่ละช่อง □ แทน 1 ออร์บิทัล ซึ่งบรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 2 อิเล็กตรอน



10. โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ

โครงแบบอิเล็กตรอนซึ่งแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่างๆ ของอะตอม มีหลักเกณฑ์ ดังนี้

1. หลักของเอาฟเบา (Aufbau Principle) → “อิเล็กตรอนจะเข้าไปอยู่ในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดและว่างก่อนเสมอ”

2. หลักของเพาลี (Pauli Exclusion Principle) → “ในแต่ละออร์บิทัลจะมีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 ตัว และต้องมีสปิน (spin) ในทิศทางตรงข้ามกัน” $\uparrow\downarrow$

3. กฎของฮุนด์ (Hund's Rule) → “ออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน จะจัดเรียงให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุด” $\uparrow\uparrow\uparrow$

ตัวอย่างโครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ H ถึง Na เป็นดังตาราง 2

10. โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ

ตาราง 2 โครงแบบอิเล็กตรอนของ H ถึง Na

เลขอะตอม	ธาตุ	โครงแบบอิเล็กตรอน	แผนภาพออร์บิทัล
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 $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$

10. โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ

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 $1s$ $2s$ $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$ $3s$

10. โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ

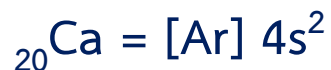
โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุในคาบที่ 3 ตั้งแต่ Na \rightarrow Ar ก็เขียนในทำนองเดียวกัน

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


 โครงแบบอิเล็กตรอนของ Ne (แก๊สเฉื่อย)

นั่นคือ ในส่วนที่เหมือนกับโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย จะเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ของแก๊สเฉื่อยในวงเล็บ [] ส่วนที่เหลือก็เขียนเพิ่มต่อไป

- ตัวอย่างเช่น



10. โครงแบบอิเล็กทรอนิกส์ของธาตุ

IUPAC Periodic Table of the Elements

1 H hydrogen 1.008 [1.0078, 1.0082]																	2 He helium 4.0026
3 Li lithium 6.94 [6.938, 6.997]	4 Be beryllium 9.0122											5 B boron 10.81 [10.806, 10.821]	6 C carbon 12.011 [12.009, 12.012]	7 N nitrogen 14.007 [14.006, 14.008]	8 O oxygen 15.999 [15.999, 16.000]	9 F fluorine 18.998	10 Ne neon 20.180
11 Na sodium 22.990	12 Mg magnesium 24.305 [24.304, 24.307]											13 Al aluminium 26.982	14 Si silicon 28.085 [28.084, 28.086]	15 P phosphorus 30.974	16 S sulfur 32.06 [32.059, 32.076]	17 Cl chlorine 35.45 [35.446, 35.457]	18 Ar argon 39.948
19 K potassium 39.098	20 Ca calcium 40.078(4)	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titanium 47.867	23 V vanadium 50.942	24 Cr chromium 51.996	25 Mn manganese 54.938	26 Fe iron 55.845(2)	27 Co cobalt 58.933	28 Ni nickel 58.693	29 Cu copper 63.546(3)	30 Zn zinc 65.38(2)	31 Ga gallium 69.723	32 Ge germanium 72.630(8)	33 As arsenic 74.922	34 Se selenium 78.971(8)	35 Br bromine 79.904 [79.901, 79.907]	36 Kr krypton 83.798(2)
37 Rb rubidium 85.468	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906	40 Zr zirconium 91.224(2)	41 Nb niobium 92.906	42 Mo molybdenum 95.95	43 Tc technetium	44 Ru ruthenium 101.07(2)	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.42	47 Ag silver 107.87	48 Cd cadmium 112.41	49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimony 121.76	52 Te tellurium 127.60(3)	53 I iodine 126.90	54 Xe xenon 131.29
55 Cs caesium 132.91	56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.84	75 Re rhenium 186.21	76 Os osmium 190.23(3)	77 Ir iridium 192.22	78 Pt platinum 195.08	79 Au gold 196.97	80 Hg mercury 200.59	81 Tl thallium 204.38 [204.38, 204.39]	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 208.98	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon
87 Fr francium	88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganesson

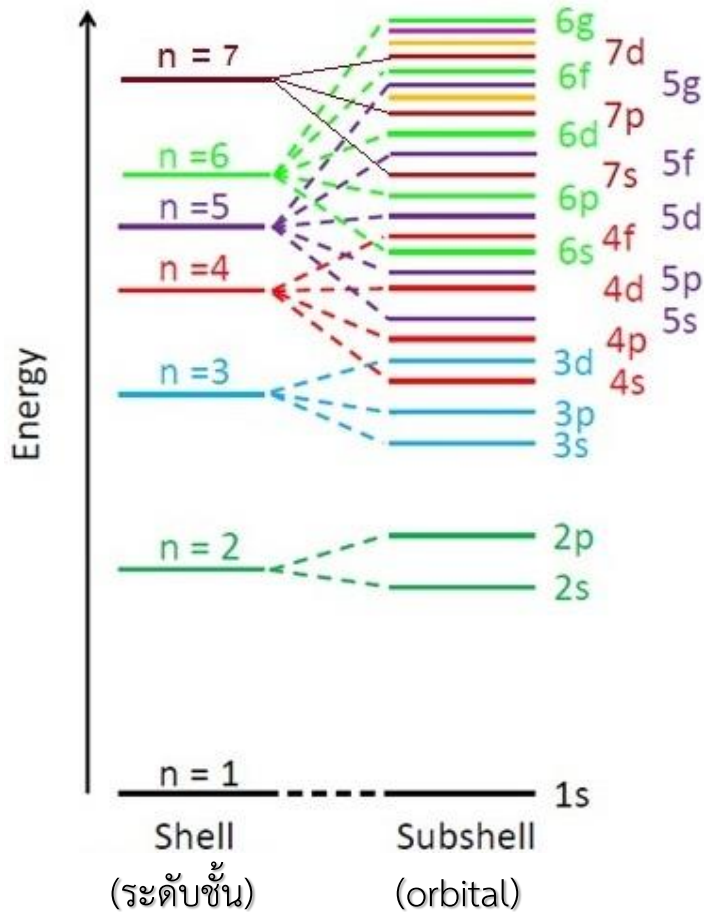
57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.36(2)	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25(3)	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97
89 Ac actinium	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016.
Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

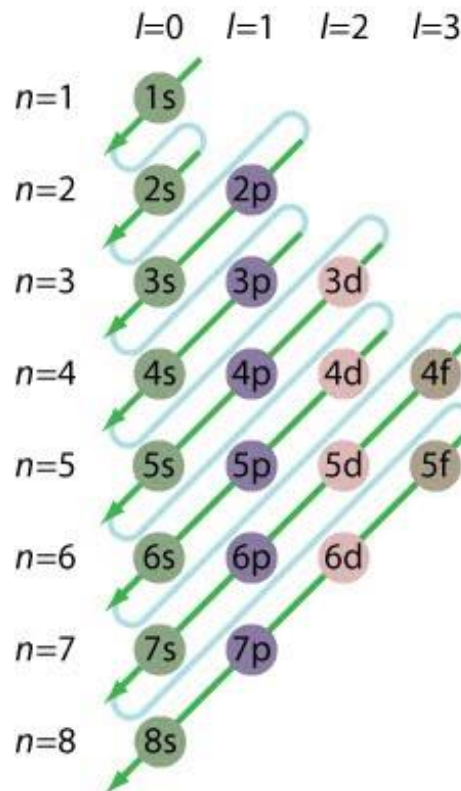


10. โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ

ระดับพลังงานของอิเล็กตรอน แสดงได้ดังรูป



- ยิ่งระดับพลังงานสูงขึ้น orbital จะเข้าใกล้และซ้อนเหลื่อมกันมากขึ้น
- ลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอน อาจใช้แผนภาพดังนี้



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

10. โคร่งแบบอิลีกตรอนของธาตุ

การบรรจุอิลีกตรอนแบบ half-filled และ filled

- อะตอมของธาตุบางหมู่มีการบรรจุอิลีกตรอนแตกต่างไปจากหลักทั่วไป คือ การบรรจุแบบครึ่ง (half-filled) และ การบรรจุแบบเต็ม (filled) เนื่องจากทำให้อะตอมมีความเสถียรมากขึ้น ตัวอย่าง เช่น



(ไม่ใช่ $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$)



(ไม่ใช่ $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$)