โครงสร้างอะตอม

อาจารย์ ดร. สุภาวรัตน์ ผลินยศ
สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์

ประวัติของอะตอม

Leukippos และ Demokritos เสนอว่า “ส่วนประกอบที่เล็กที่สุดของสสารทำลายและแบ่งแยกไม่ได้ เรียกว่า “อะตอม” (Atom มาจากภาษากรีก คือ Atomos = a+tomos = ไม่แบ่งแยกได้)

John Dalton เสนอว่า

-สารทุกชนิดประกอบด้วยอนุภาคขนาดเล็กที่สุดเรียกว่า “ อะตอม” ซึ่งแบ่งแยกและทำให้สูญหายไม่ได้

-อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันมีสมบัติเหมือนกัน แต่จะมีสมบัติแตกต่างจากอะตอมของธาตุอื่น

-สารประกอบเกิดจากอะตอมของธาตุมากกว่าหนึ่งชนิดทำปฏิกิริยาเคมีในอัตราส่วนที่เป็นเลขลงตัวน้อย ๆ

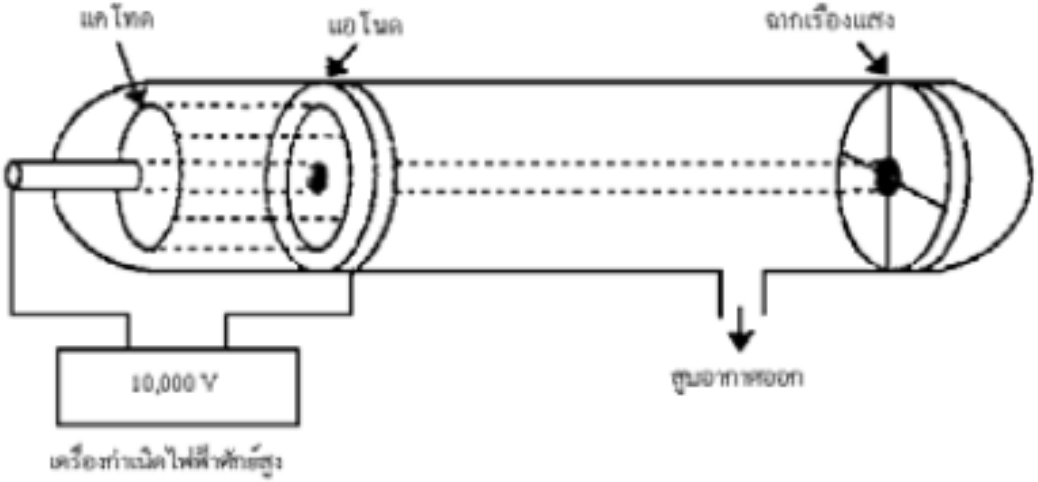
แบบจำลองอะตอมของดอลตัน

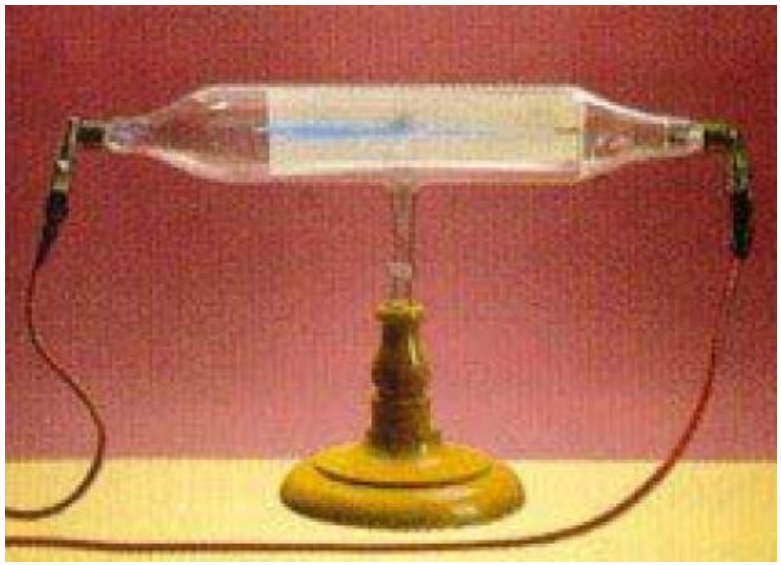
ทฤษฎีอะตอมของทอมสัน

J.J. Thomson ➡ ค้นพบ “**อิเล็กตรอน**”

ทำการทดลองโดยใช้หลอดแคโธด (Cathod ray tube)

- ศึกษาและทดลองเกี่ยวกับการนำไฟฟ้าของแก๊สในหลอดรังสีแคโทด



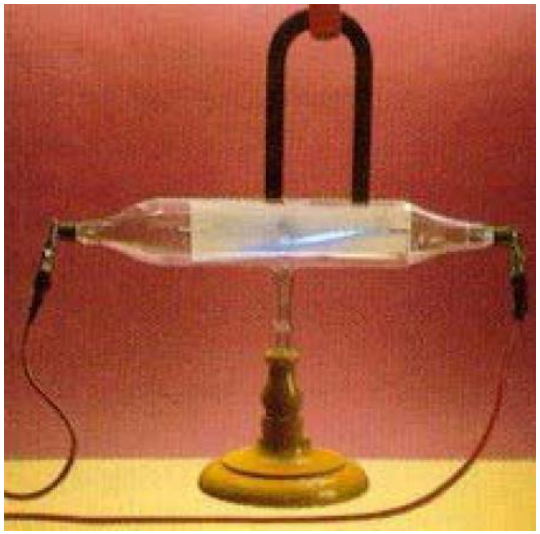


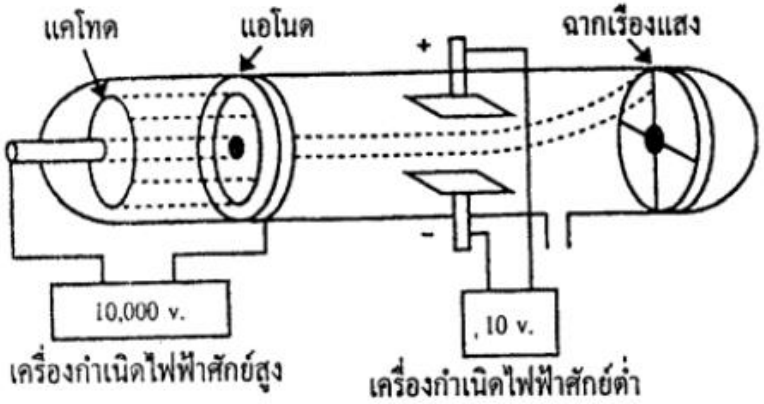
ทฤษฎีอะตอมของทอมสัน

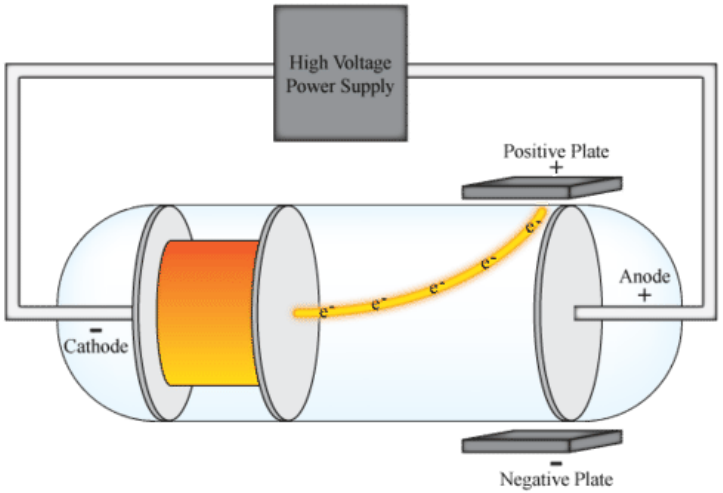
J.J. Thomson ➡ ค้นพบ “**อิเล็กตรอน**”

ทำการทดลองโดยใช้หลอดแคโธด (Cathod ray tube)

-นำสนามแม่เหล็กไฟฟ้าภายนอกมาล่อ







ทฤษฎีอะตอมของทอมสัน

ทอมสันได้สรุปว่าอะตอมของธาตุทุกชนิดต้องมีอนุภาคที่มีประจุลบและเรียกว่า **อิเล็กตรอน (electron = e^-)**

$$\frac{e}{m} = 1.76x10^8 \, c / g$$

e : ประจุอิเล็กตรอน (คูลอมบ์)

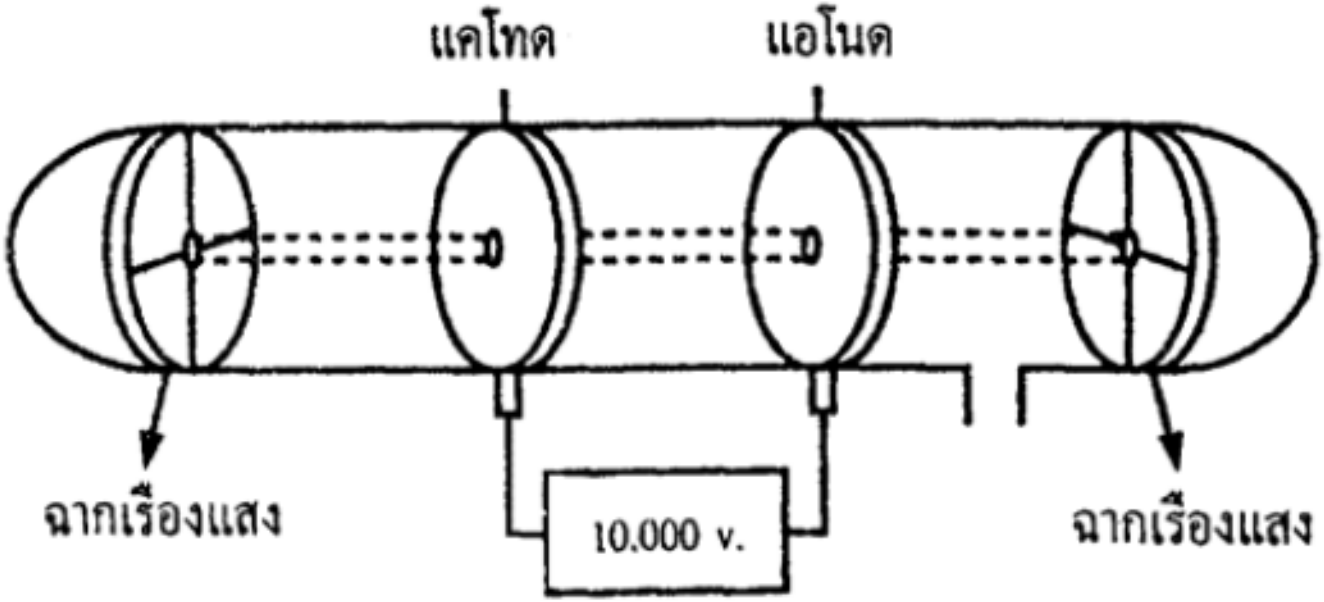
m : มวลอิเล็กตรอน (กรัม)

ค่าที่ได้นี้เป็นค่าคงที่และเพียงค่าเดียวไม่ขึ้นกับชนิดของแก๊สที่บรรจุในหลอด ไม่ขึ้นกับชนิดของโลหะที่ใช้ทำขั้วไฟฟ้า ด้วยเหตุนี้ทอมสันจึงสรุปว่า “อิเล็กตรอนเป็นอนุภาคมูลฐานที่มีอยู่ในอะตอมของธาตุทุกชนิด”

การค้นพบโปรตอน

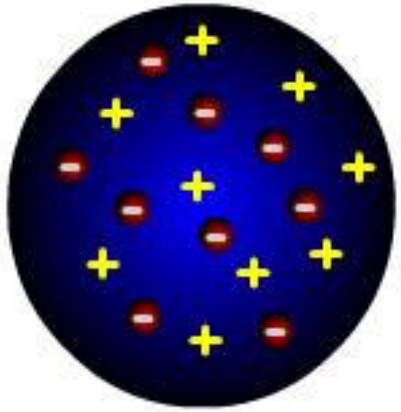
โกลด์สไตน์ (Goldstein) ➡ เสนอแบบจำลองอะตอมที่มีนิวเคลียส

เมื่อทดลองกับก๊าซหลายชนิด พบว่ามีอัตราส่วนของประจุต่อมวล ของอนุภาคบวกไม่คงที่ ขึ้นอยู่กับชนิดของก๊าซที่บรรจุภายใน และเมื่อเขาใช้ก๊าซไฮโดรเจนทดลองจะได้ อนุภาคบวกที่มีประจุเท่ากับอิเล็กตรอน จึงตั้งชื่อว่า โปรตอน (Proton = p+)



ทฤษฎีอะตอมของทอมสัน

J.J. Thomson ⇨ สรุปได้ว่า “อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลมประกอบด้วยเนื้ออะตอม ซึ่งมีประจุไฟฟ้าเป็นบวกและมีอิเล็กตรอนมีประจุไฟฟ้าเป็นลบกระจายตัวอยู่ทั่วไปอย่างสม่ำเสมอภายในอะตอม อะตอมอยู่ในสภาพเป็นกลางทางไฟฟ้า ภายในอะตอมมีประจุบวกเท่ากับประจุลบ”

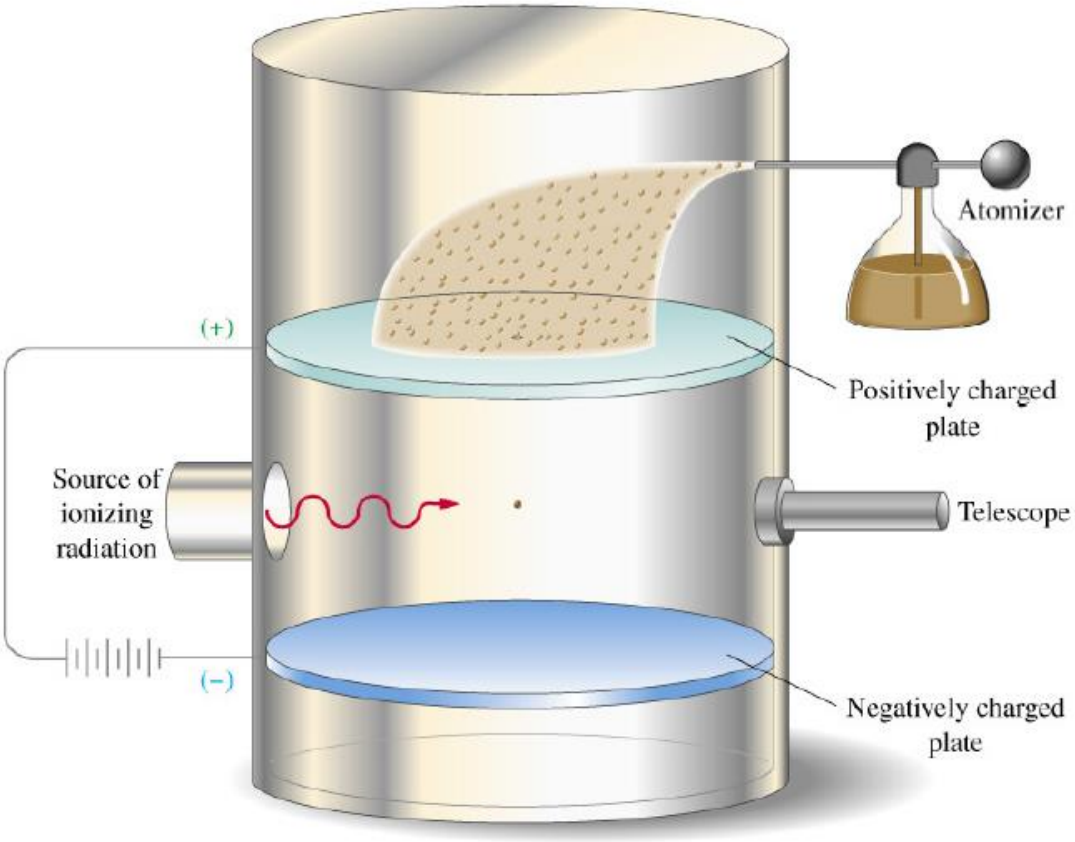


แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

การทดลองหยดน้ำมันมิลลิแกน

โรเบิร์ต มิลลิแกน (R. Millikan) ⇨ ค้นพบ “**ประจุของอิเล็กตรอน**”

หาประจุของอิเล็กตรอน โดยวัดค่าสนามไฟฟ้าที่ทำให้แรงดึงดูดระหว่างประจุ (แรงคูลอมป์) บนละอองน้ำมันเท่ากับค่าแรงโน้มถ่วงของโลก



การทดลองหยดน้ำมันมิลลิแกน

อิเล็กตรอน	
ประจุ(คูลอมบ์)	มวล(กรัม)
$1.60 * 10^{-19}$	$9.11 * 10^{-28}$

$$\frac{e}{m} = 1.76x10^{8}$$

$$e = 1.60x10^{-19}$$

$$m = \frac{1.60x10^{-19}}{1.76x10^{8}}$$

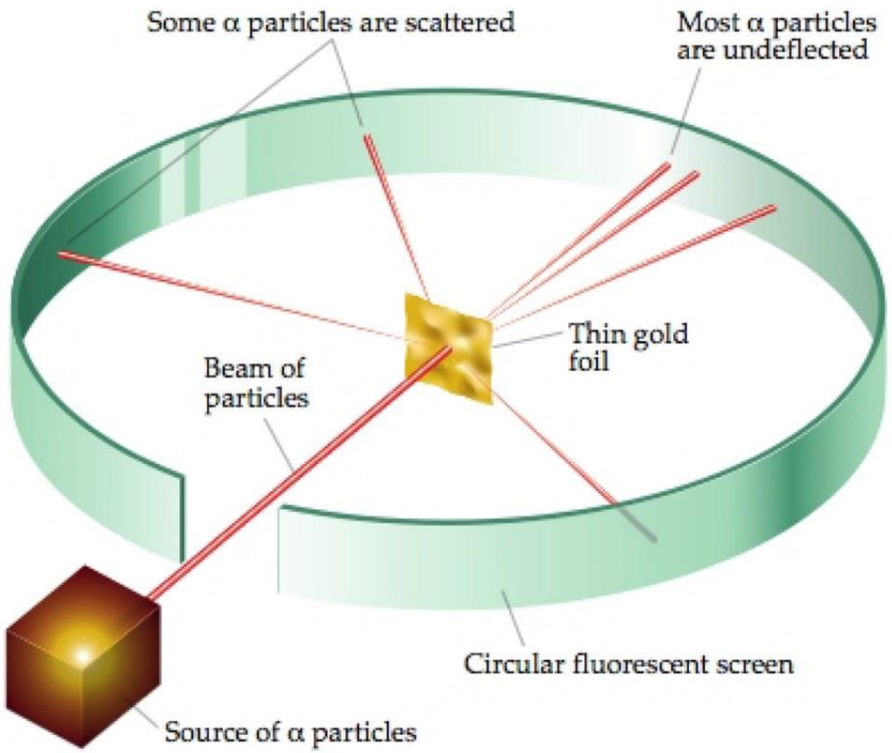
$$m = 9.11x10^{-28}\,g$$

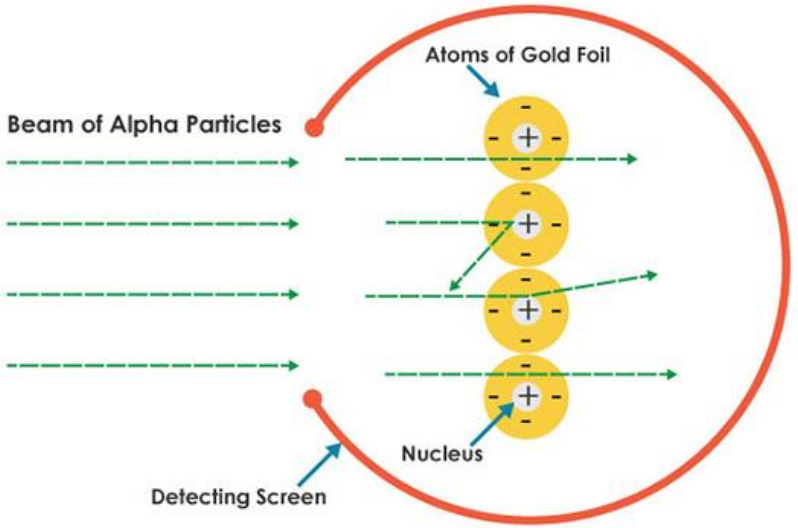
$$m = 9.11x10^{-31}\,kg$$

การกระเจิงอนุภาคแอลฟา

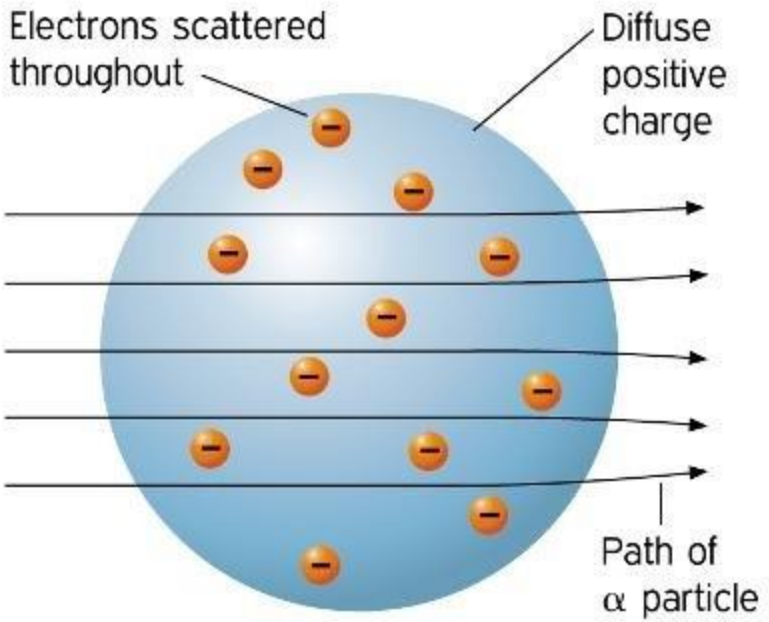
อี อาร์ รัทเทอร์ฟอร์ด (E.R. Rutherford)

ทำการทดลองยิงอนุภาคแอลฟาไปยังแผ่นทองคำบาง ๆ มีความหนาเพียง 0.0004 mm เรียกการทดลองนี้ว่า การกระเจิงรังสีแอลฟาของรัทเทอร์ฟอร์ด

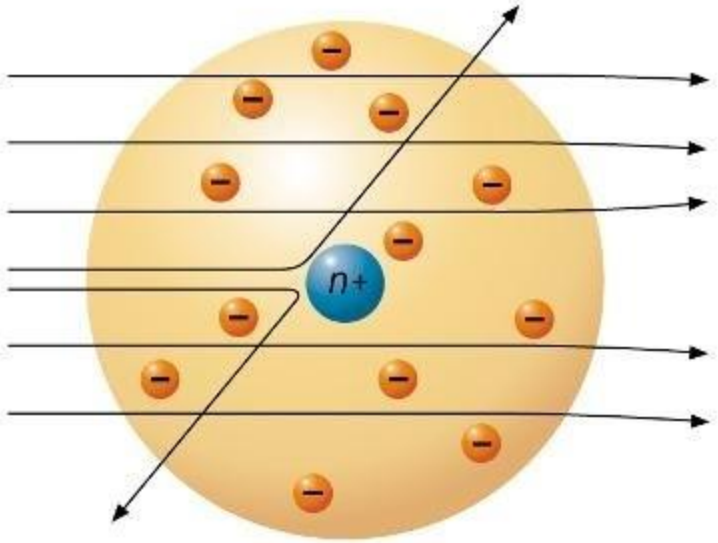




การกระเจิงอนุภาคแอลฟา

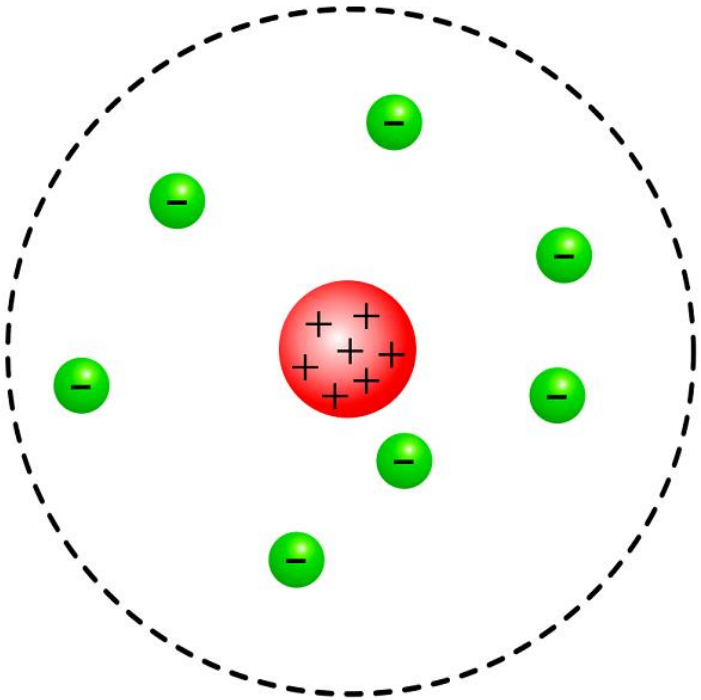


(a) **Expected Results**



(b) **Actual Results**

การกระเจิงอนุภาคแอลฟา

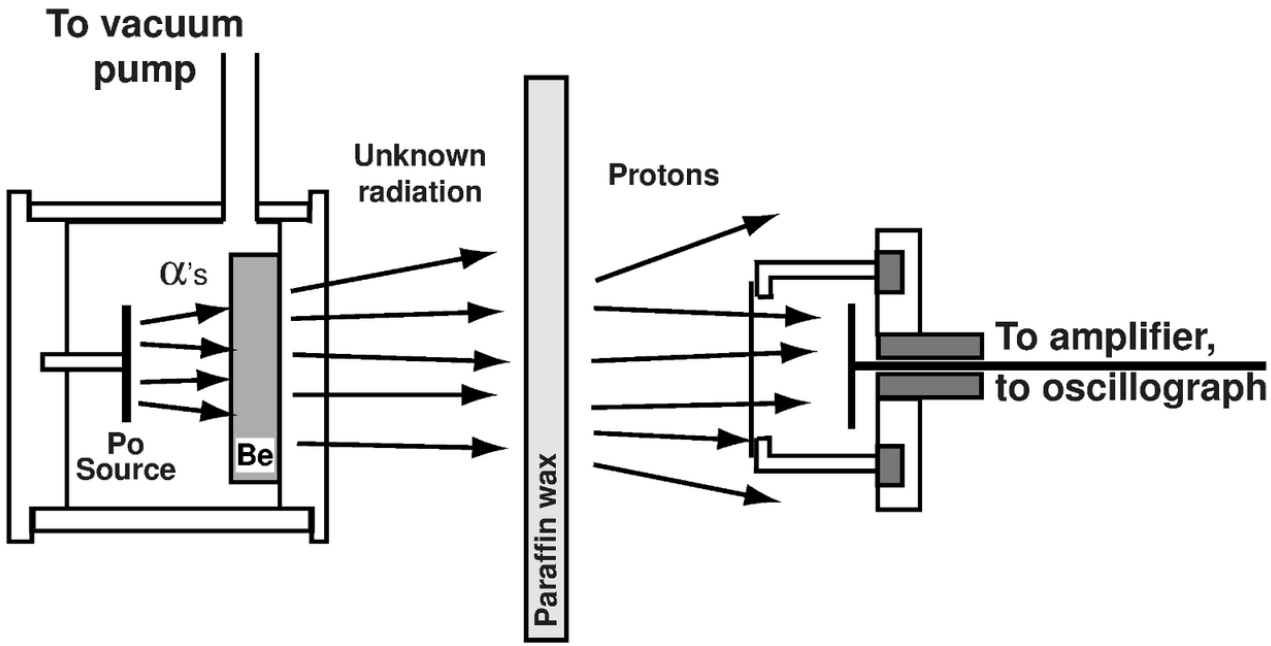


แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

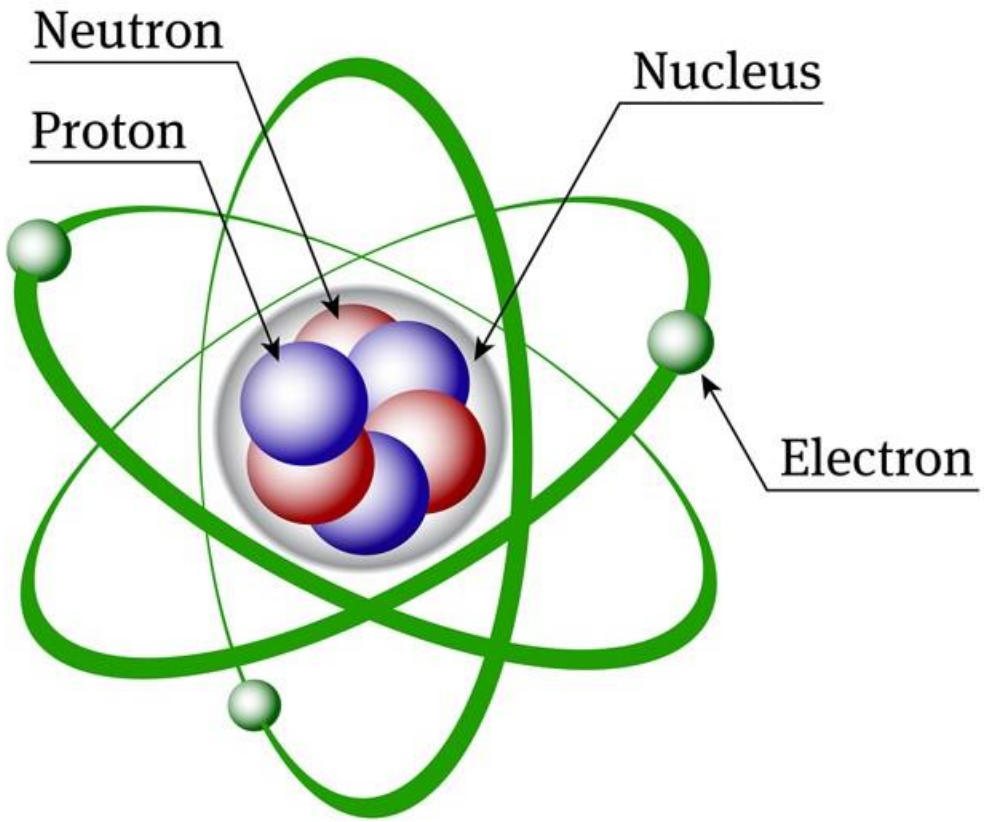
การค้นพบนิวตรอน

เซอร์ เจมส์ แชดวิก (Sir Jame Chadwick) ⇨ ได้ค้นพบ “นิวตรอน”

W.Bothe และ H.Becker ได้ทำการทดลองใช้อนุภาคแอลฟายิ่งแผ่นโลหะแบริลเลียม ปรากฏว่าเกิดรังสีซึ่งไม่มีประจุชนิดหนึ่งที่มีอำนาจทะลวงได้ดี และรังสีนี้เมื่อชนกับโมเลกุลของพาราฟินจะได้โปรตรอนออกมา ต่อมา Jame Chadwich ได้เสนอว่ารังสีนี้ต้องประกอบด้วยอนุภาคและให้ชื่อว่า นิวตรอน และได้ทำการพิสูจน์ได้ว่านิวตรอนไม่มีประจุ และคำนวณมวลนิวตรอนได้ค่าใกล้เคียงกับมวลของโปรตรอน

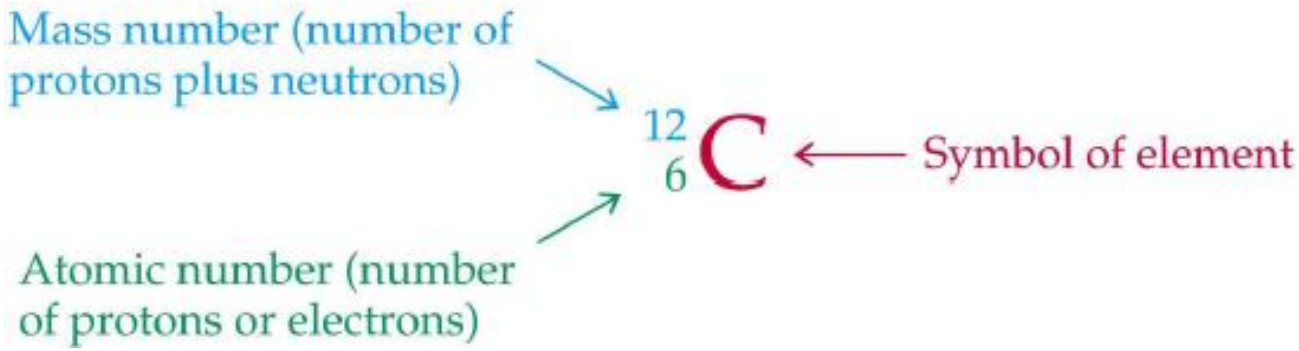


การค้นพบนิวตรอน



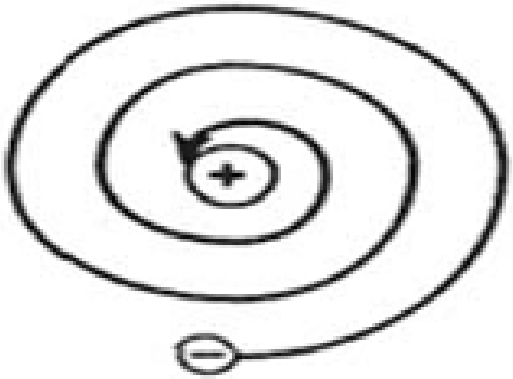
การค้นพบนิวตรอน

อนุภาค	สัญลักษณ์	ชนิดประจุ	ประจุไฟฟ้า	มวล (kg)	มวลอนุภาค : มวล e
อิเล็กตรอน	e^-	-1	1.602×10^{-19}	9.109×10^{-31}	1
โปรตอน	p	+1	1.602×10^{-19}	1.672×10^{-27}	1836
นิวตรอน	n	0	0	1.674×10^{-27}	1839



ข้อบกพร่องของแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

ไม่สามารถอธิบายได้ว่า ทำไมอิเล็กตรอนจึงสามารถโคจรรอบนิวเคลียสได้ ทั้งๆ ที่การโคจรรอบนิวเคลียสจะเกิดความเร่งสู่ศูนย์กลาง จากความรู้เรื่องคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า ที่ว่า อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่โดยมีความเร่งจะแผ่คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าออกมา ดังนั้น อิเล็กตรอนที่สูญเสียพลังงานจลน์ ทำให้อิเล็กตรอนวิ่งช้าลง และในที่สุดจะวนเข้าไปรวมกับนิวเคลียส



จุดเริ่มต้นของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม

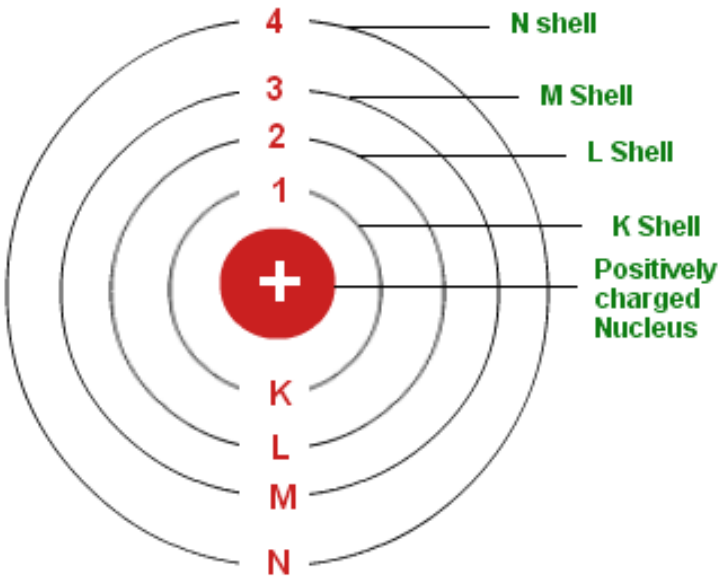
ทฤษฎี classical mechanical ล้มเหลวในการอธิบายระบบบางระบบ เช่น

- การแผ่รังสีของวัตถุดำ (Blackbody radiation)
- ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก (Photoelectric effect)
- สเปกตรัมของอะตอมไฮโดรเจน (Spectrum of hydrogen atom)

แบบจำลองอะตอมโบร์

Niels Bohr เสนอแบบจำลองอะตอมโดยอาศัยทฤษฎีควอนตัมของพลังค์และอัลเบิร์ต ไอน์สไตน์ เกี่ยวกับความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานกับความถี่ของคลื่น และสรุปได้ว่า

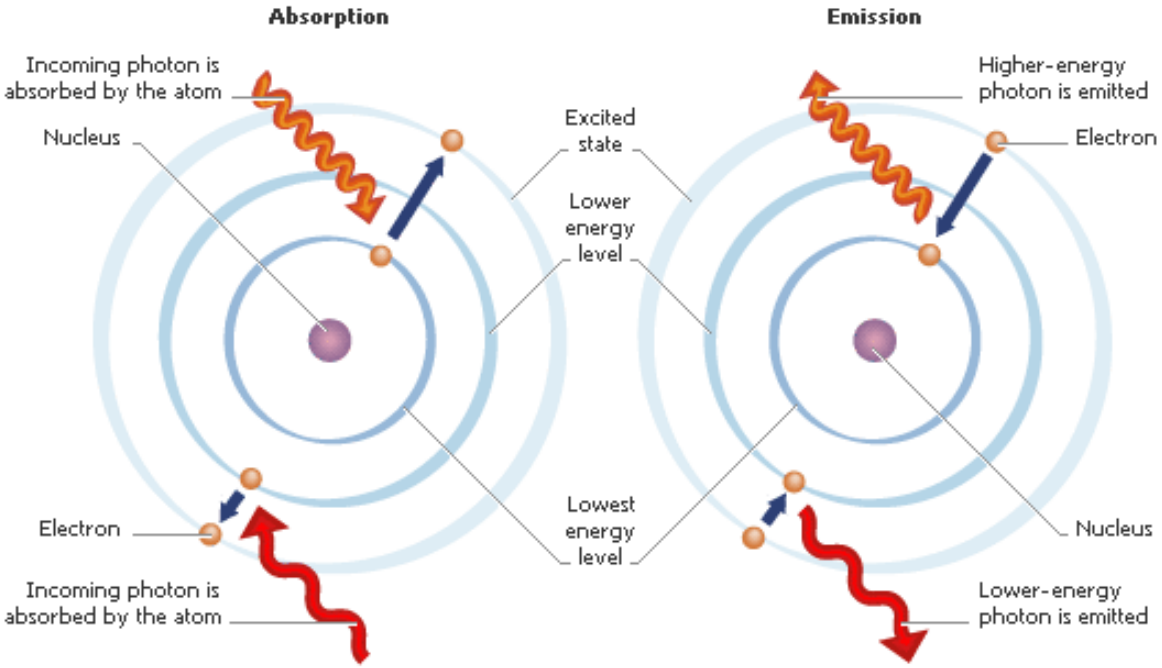
- อะตอมมีนิวเคลียสเป็นศูนย์กลางและมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวงกลม อยู่ในระดับพลังงานต่างๆ กัน
- แต่ละอิเล็กตรอนจะมีพลังงานเฉพาะค่าหนึ่ง การเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนไม่มีการสูญเสียพลังงาน



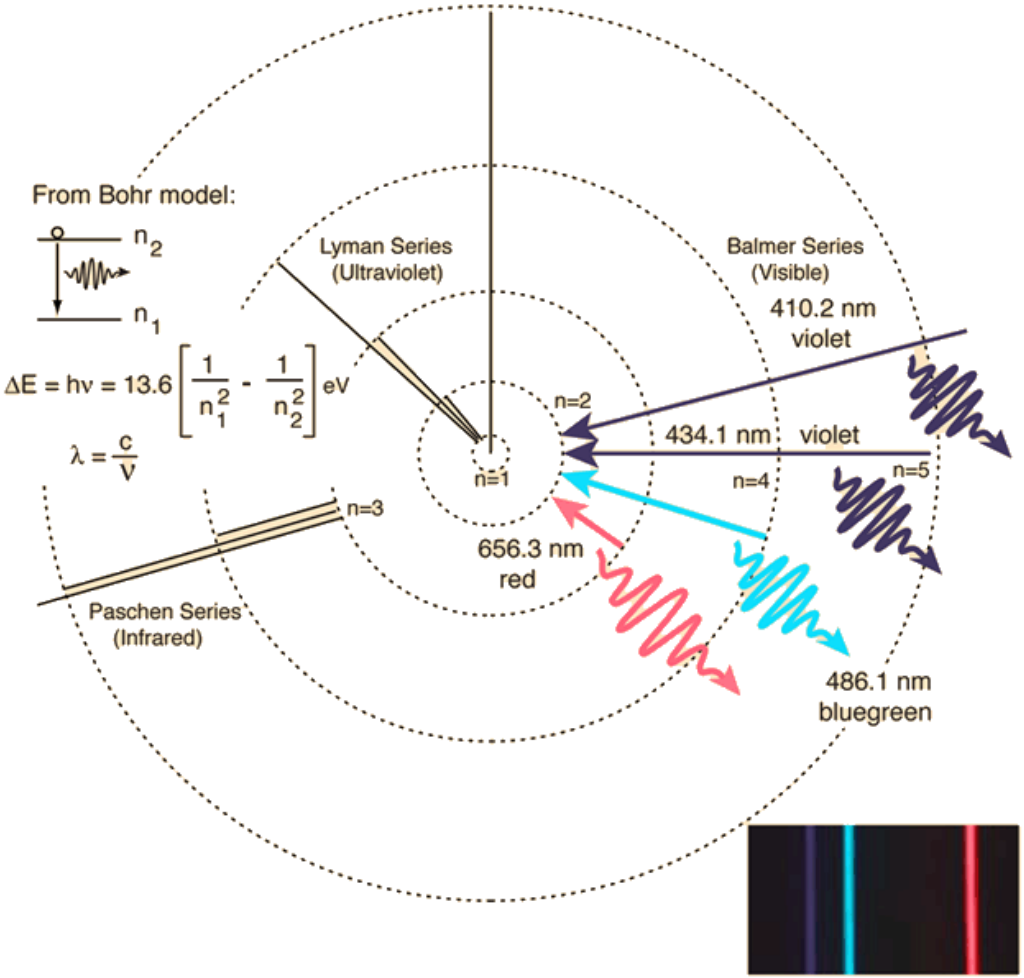
แบบจำลองอะตอมของโบร์

แบบจำลองอะตอมโบร์

- เมื่ออิเล็กตรอนเปลี่ยนวงโคจร จะมีการดูดหรือคายพลังงาน



แบบจำลองอะตอมโบร์

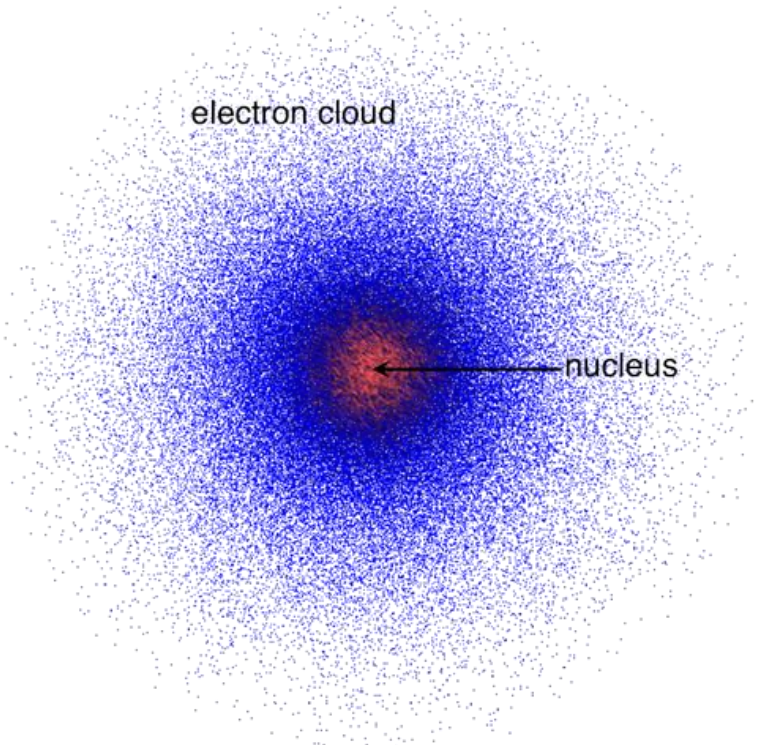


Bohr's method มีข้อจำกัด คือ ใช้ได้ดีกับอะตอมหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนตัวเดียว เช่น H-atom, He^+, Li^{2+}

กลศาสตร์เชิงคลื่น

ชเรอดิงเงอร์ (Erwin Schrodinger)

สามารถพบอิเล็กตรอนได้ทุกแห่งในอะตอมบริเวณที่น่าจะพบอิเล็กตรอนได้มาที่สุดจะอยู่ที่ระยะห่างจากนิวเคลียส 52.9 pm ดังนั้นอะตอมว่ามีนิวเคลียสถูกล้อมรอบด้วยหมอกอิเล็กตรอน (electron cloud) และตำแหน่งของอิเล็กตรอนว่า **ออร์บิทัลอะตอม** และสามารถอธิบายได้ด้วยตัวเลขที่เรียกว่า **เลขควอนตัม**



หมอกอิเล็กตรอน

เลขควอนตัม

เลขควอนตัมเป็นเลขที่ใช้ในการอธิบายถึงพฤติกรรมของอิเล็กตรอนในอะตอมหนึ่งๆ เลขควอนตัม (Quantum number) มี 4 ชนิด คือ n, l, m_l และ m_s

1. เลขควอนตัมหลัก (n)

- เลขจำนวนเต็มบวก มีค่า 1, 2, 3,...
- บอกถึง ระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอนในอะตอม

ถ้า n มีค่ามาก ออร์บิทัลจะมีขนาดใหญ่และขยายตัวออกจากนิวเคลียสมากขึ้น ตำแหน่งของอิเล็กตรอนจะอยู่ห่างจากนิวเคลียสและจะมีพลังงานสูงขึ้น

n	1	2	3	4	5
Shell	K	L	M	N	O

เลขควอนตัม

2. เลขควอนตัมออร์บิทัล (l) หรือเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

- บอกถึงระดับพลังงานย่อยของระดับพลังงานหลัก n และเกี่ยวข้องกับโมเมนตัมเชิงมุมในขณะที่อิเล็กตรอนเคลื่อนที่
- บอกถึงรูปร่างของออร์บิทัลของอิเล็กตรอน
- ระดับพลังงานย่อยในระดับพลังงานหลัก
- ค่า l ขึ้นกับค่า n คือ มีค่า 0, 1, 2,... และมีได้จำนวนเท่ากับ n ค่า
- เช่น อิเล็กตรอน มี n = 1 จะมีค่า l มีจำนวน 1 ค่า คือ 0

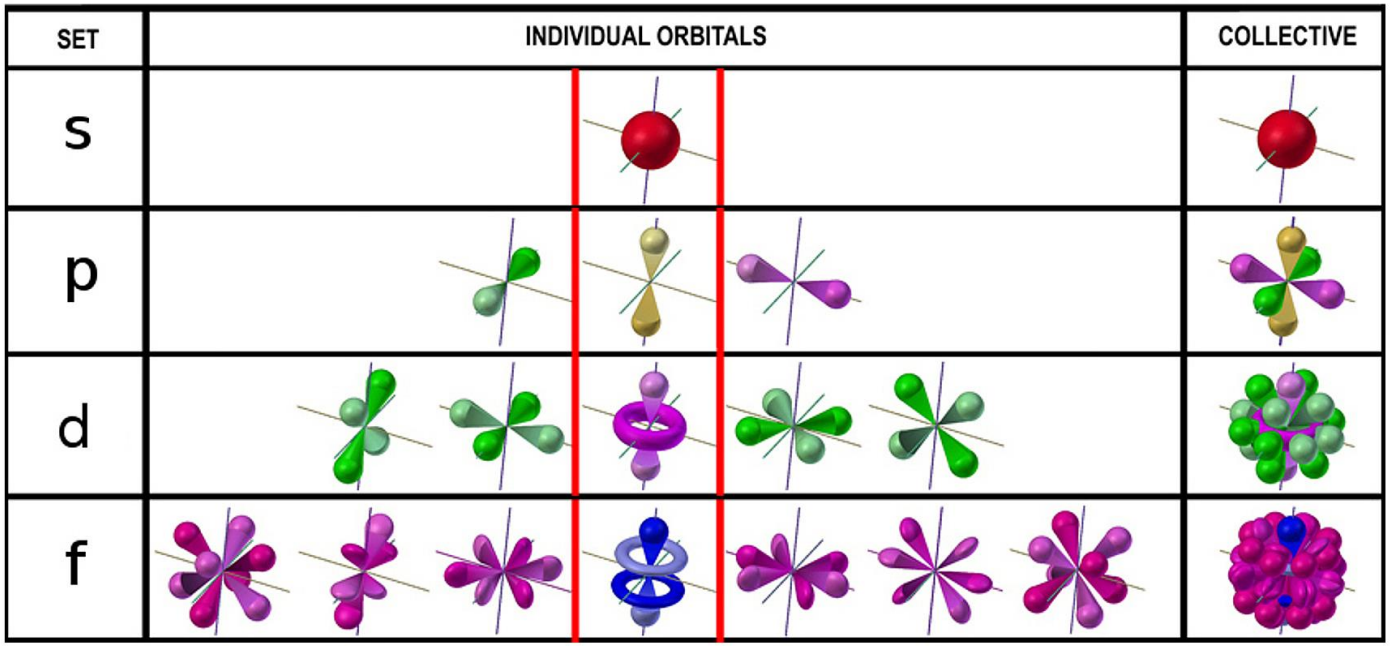
นั่นคือ ในระดับพลังงานย่อยค่าเดียว จะมีออร์บิทัลชนิดเดียวที่มีค่า l = 0 ซึ่งมีรูปร่างเป็นทรงกลม

อิเล็กตรอน มี n = 2 จะมีค่า l มีจำนวน 2 ค่า คือ 0, 1

นั่นคือ มีระดับพลังงานย่อย 2 ค่า จะมีออร์บิทัล 2 ชนิด คือ เมื่อ l =0 มีรูปร่างเป็นทรงกลม และ l = 1 มีรูปร่างออร์บิทัลเป็นกลีบ (lope) 2 กลีบ

เลขควอนตัม

n	l		l	ชนิดออร์บิทัล	รูปร่าง
1	0	(1 ค่า)	0	s	ทรงกลม
2	0, 1	(2 ค่า)	1	p	กลีบ 2 กลีบ
3	0, 1, 2	(3 ค่า)	2	d	กลีบ 4 กลีบ
4	0, 1, 2, 3	(4 ค่า)	3	f	กลีบ 6 กลีบ



เลขควอนตัม

3. เลขควอนตัมแม่เหล็ก (m_l)

- ออร์บิทัลมีรูปร่างเหมือนกันแต่ทิศทางของออร์บิทัลในที่ว่างต่างกัน เป็นผลให้เกิดค่า m_l ต่างกัน แสดงว่าในแต่ละค่าของ l จะมี m_l ได้หลายค่า

- ค่า m_l จะขึ้นกับค่า l คือ มีค่า $+l$, ..., 0, ..., $-l$ จำนวน $2l + 1$

- มีค่าระหว่าง l ถึง $-l$

- รวม $2l + 1$

$l = 0$, $m_l = 0$

$l = 1$, $m_l = 0, +1, -1$

$l = 2$, $m_l = 0, +1, +2, -1, -2$

$l = 3$, $m_l = 0, +1, +2, +3, -1, -2, -3$

เลขควอนตัม

เลขควอนตัมสปิน (m_s)

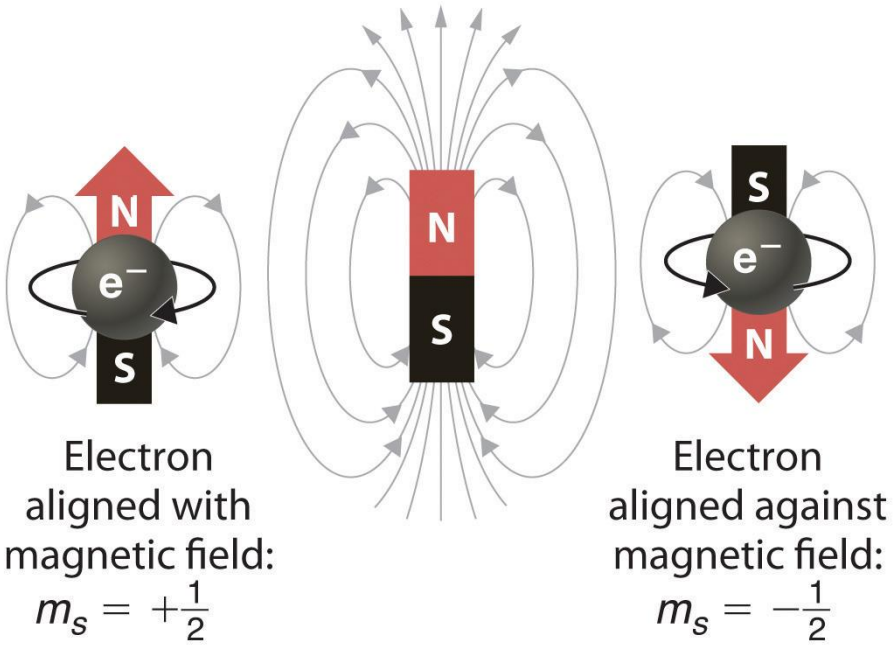
- เป็นตัวเลขบอกทิศางการหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอน นั่นคือ ในขณะที่อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ก็จะหมุนรอบตัวเองไปด้วย
- อิเล็กตรอนมีประจุลบหมุนรอบตัวเองทำให้อิเล็กตรอนเป็นเสมือนแท่งแม่เหล็กเล็กๆ
- การหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอนมี 2 แบบ คือ

1. หมุนทวนเข็มนาฬิกา เรียกว่าหมุนขึ้น (spin up)

   m_s = +1/2 อิเล็กตรอนในสภาพ สปินขึ้น ↑

2. หมุนทวนเข็มนาฬิกา เรียกว่าหมุนขึ้น (spin up)

   m_s = -1/2 อิเล็กตรอนในสภาพ สปินลง ↓



เลขควอนตัม

เลขควอนตัม n บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนอยู่ในระดับพลังงานหลักใด

เลขควอนตัม l บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนอยู่ในออร์บิทัลใด

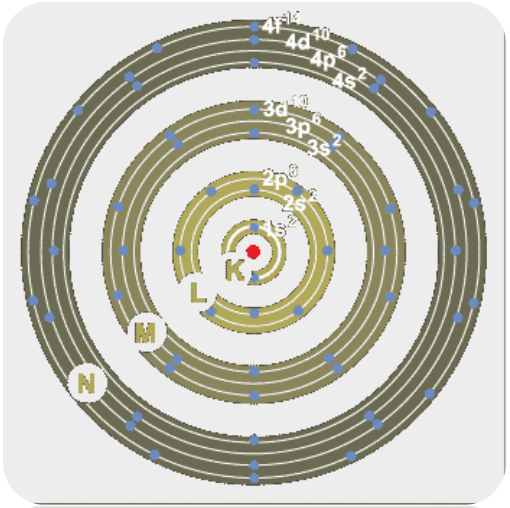
เลขควอนตัม m_l บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนนี้อยู่ในออร์บิทัลที่มีค่า m_l ใดที่มีระดับพลังงานต่ำสุดในสนามแม่เหล็ก

เลขควอนตัม m_s บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนมีลักษณะการหมุนเช่นใด

n	l	orbital	m_l	จำนวนออร์บิทัลในแต่ละขนิดของออร์บิทัล
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

เลขควอนตัม

n	shell	l	subshell
1	K	0	s
2	L	0 , 1	s , p
3	M	0 , 1 , 2	s , p , d
4	N	0 , 1 , 2 , 3	s , p , d , f



หลักการกีดกันเพาลี กล่าวว่า ไม่มีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใดในอะตอมเดียวกันที่จะมีเลขควอนตัมทั้งสีเหมือนกัน

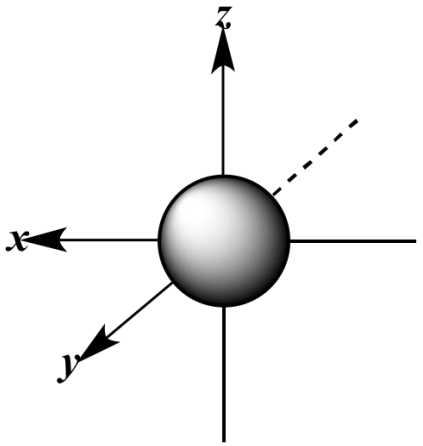
รูปร่างของออร์บิทัล

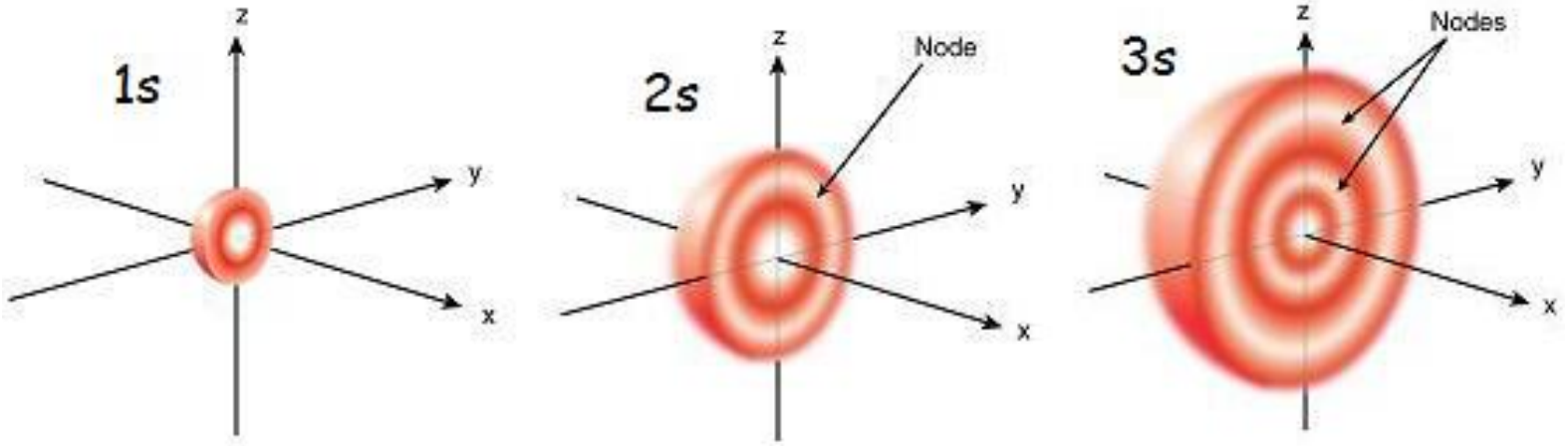
1. s-orbital (l = 0; m_l = 0)

   - รูปร่างของออร์บิทัลเป็นทรงกลม

     ค่า n เพิ่มขนาดออร์บิทัลเพิ่ม

     ขนาด 1s < 2s < 3s < 4s <...





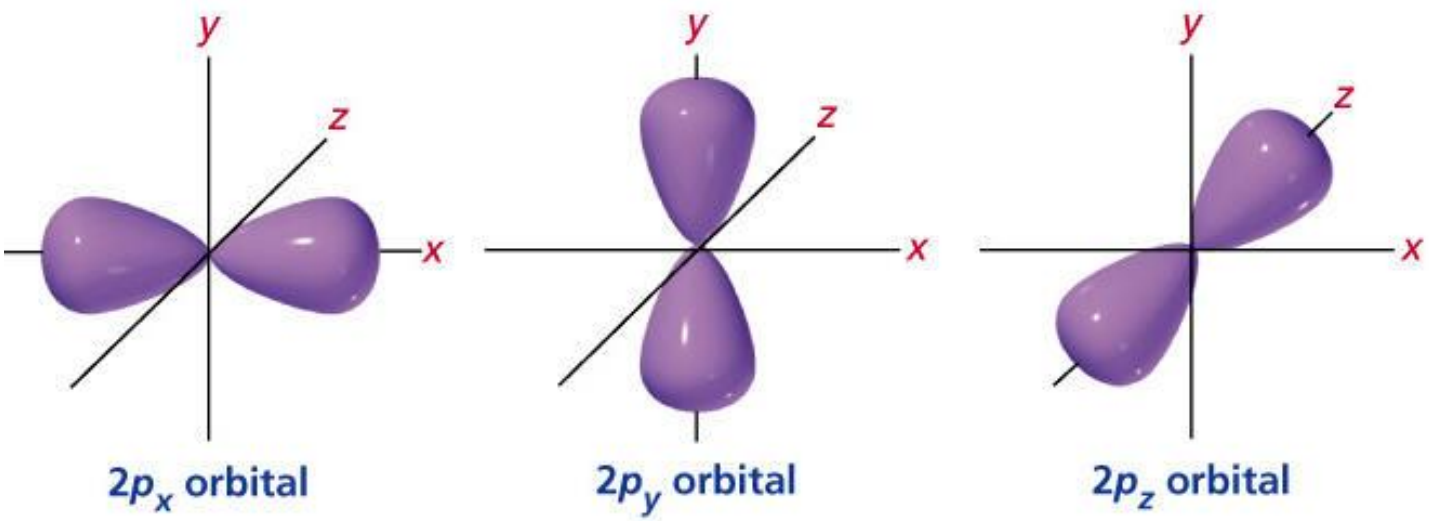
รูปร่างของออร์บิทัล

2. p-orbital (l = 1; m_l = +1, 0, -1)

- ลักษณะเป็นรูปดัมเบล หรือ 2 lope

p-orbital มี 3 ออร์บิทัล -> p_x, p_y, p_z

ค่า n เพิ่ม ขนาดออร์บิทัลเพิ่ม



รูปร่างของออร์บิทัล

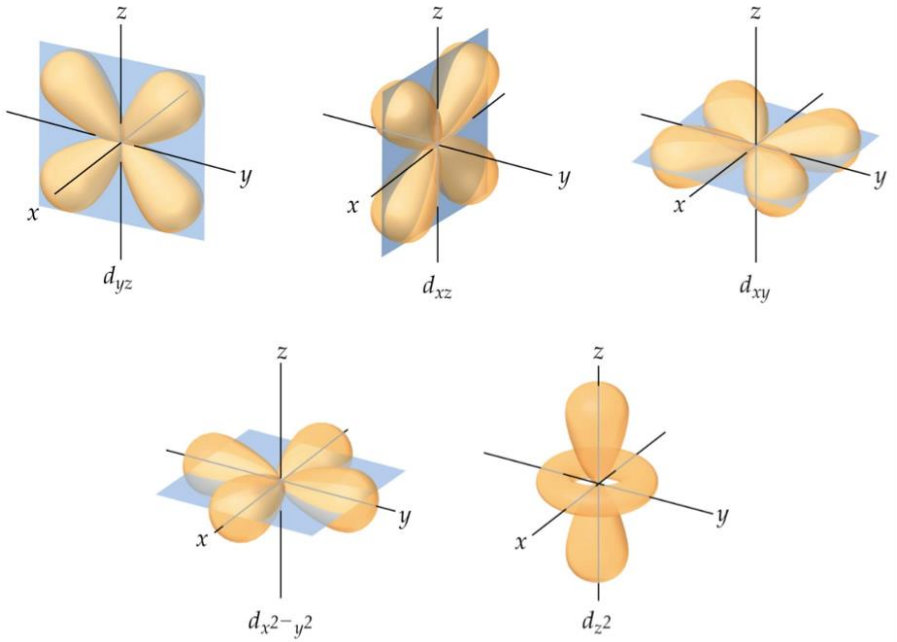
3. d-orbital (l = 2; m_l = +2, +1, 0, -1, -2)

- ลักษณะเป็นรูปดัมเบลคู่ หรือ 4 lope

lope อยู่ระหว่างแกน xy, xz, yz เรียกว่า d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}

lope อยู่บนแกน xy เรียกว่า $d_{x^2-y^2}$ orbital

lope อยู่บนแกน z เรียกว่า d_{z^2} orbital



รูปร่างของออร์บิทัล

แบบฝึกหัดที่ 1 จงเขียนสัญลักษณ์ของออร์บิทัลที่มีเลขควอนตัมต่อไปนี้

ก) n = 2, l = 0

ข) n = 3, l = 2

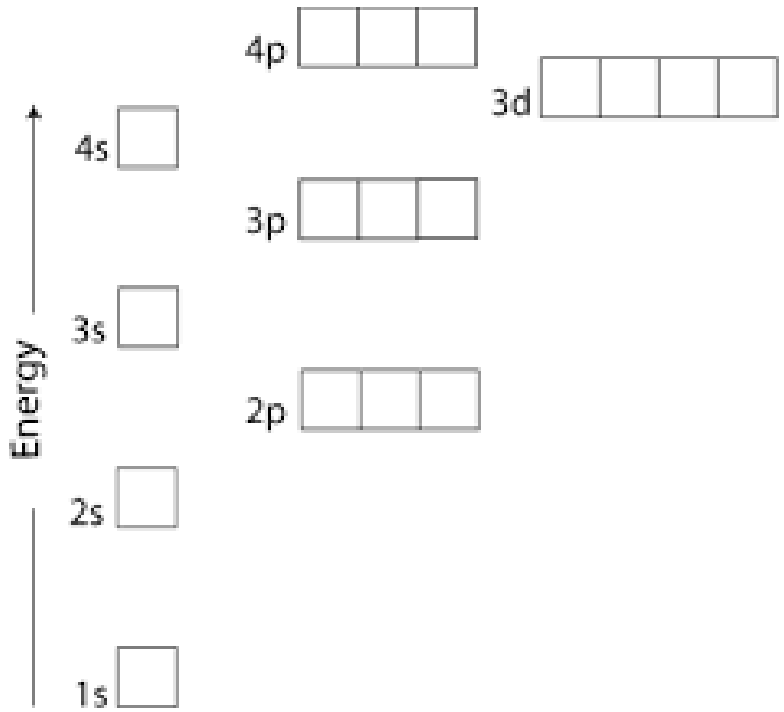
ค) n = 4, l = 1

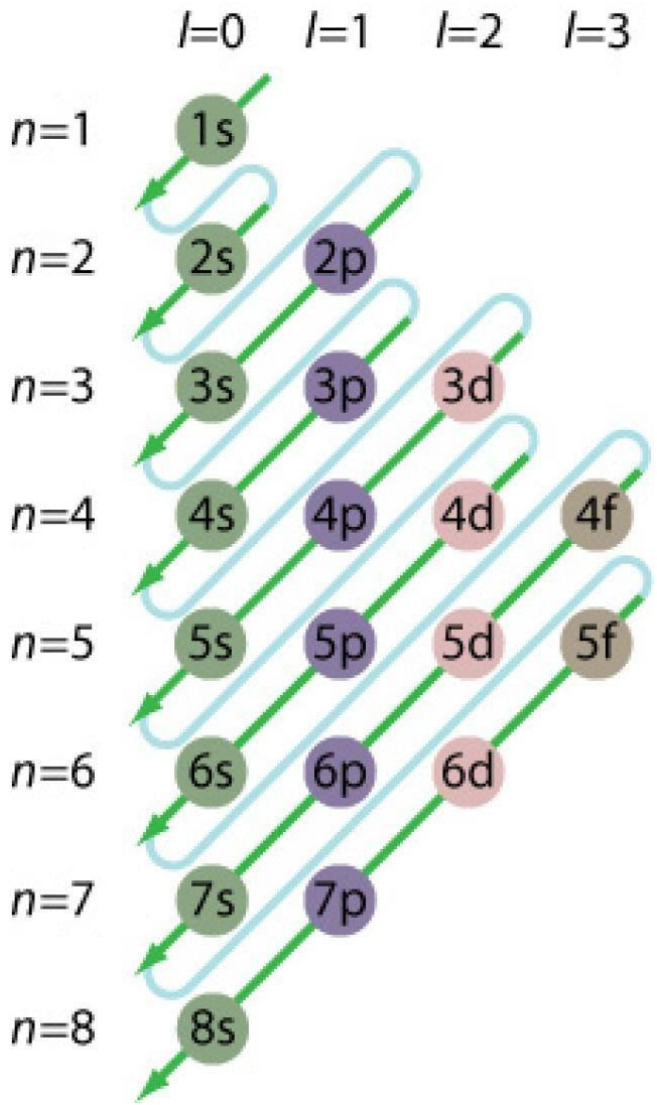
ง) n = 5, l = 3

ระดับพลังงานของออร์บิทัล

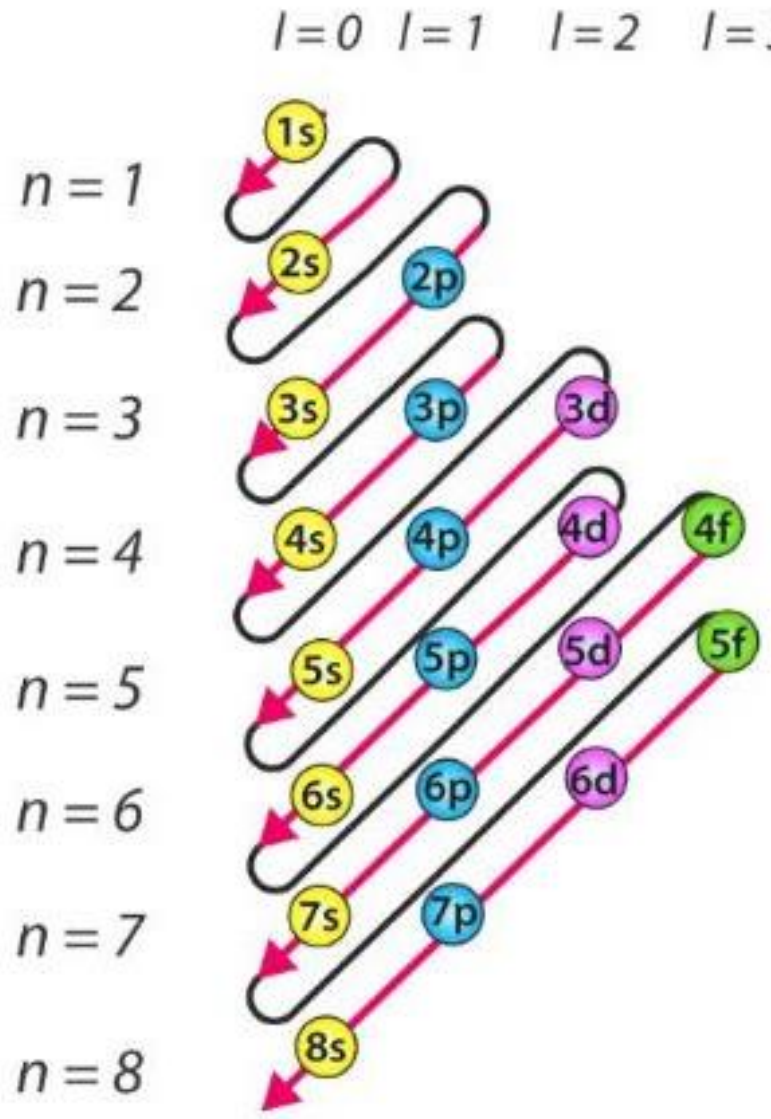
การเรียงลำดับพลังงานของออร์บิทัลจากต่ำไปสูง จะเป็น

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < ...





ระดับพลังงานของออร์บิทัล



1. อิเล็กในแต่ละออร์บิทัล

   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

2. เมื่อ n = 1 มีออร์บิทัล 1s

   n = 2 มีออร์บิทัล 2s 2p

   n = 3 มีออร์บิทัล 3s 3p 3d

3. ในแต่ละระดับหลัก n

   จำนวนออร์บิทัลทั้งหมด = n^2

   จำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด = $2n^2$

การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล

แบบที่ 1 ใช้ ☐ หรือ — หรือ ○ แทนออร์บิทัล

- ↑ = e^- สปินขึ้น
- ↓ = e^- สปินลง
- ↑↓ = e^- คู่
- ↑ = e^- เดี่ยว

แบบที่ 2 เขียนเป็นตัวเลขและตัวอักษร แสดงชนิดของออร์บิทัล (1s, 2s, 2p) และจำนวนอิเลกตรอนในออร์บิทัลเช่น

- $1s^2$ (มี e^- 2 ตัวใน 1s-orbital)
- $2p^6$ (มี e^- 6 ตัวใน 2p-orbitals – p_x, p_y, p_z)

ลำดับการบรรจุอิเล็กตรอน

โครงแบบอิเล็กตรอนแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่างๆ ของอะตอม มีหลักเกณฑ์ดังนี้

1. หลักของเอฟบาว (Aufbau principle) -> “อิเล็กตรอนจะเข้าไปอยู่ในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดและว่างก่อนเสมอ”

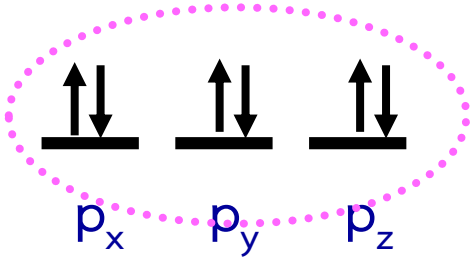
2. หลักของเพาลี (Pauli exclusion principle) -> “ในแต่ละออร์บิทัลจะมีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 ตัว และต้องมีสปินในทิศทางตรงข้ามกัน”

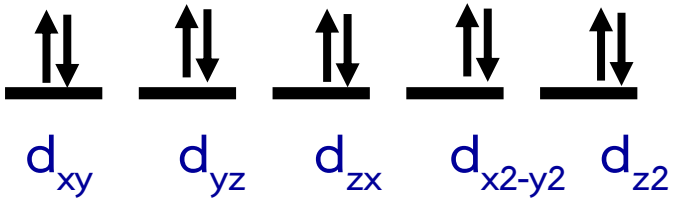
3. กฎของฮุนด์ (Hund’s rule) -> ออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากันจะจัดเรียงให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุด

การจัดเรียงอิเล็กตรอน

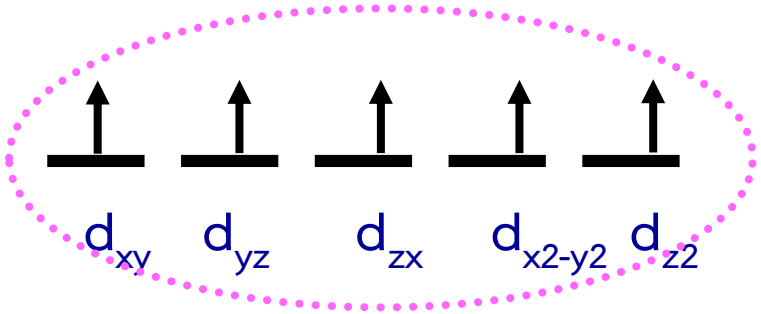
สำหรับออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานที่เท่ากัน (degeneracy)

- ถ้าทุกๆออร์บิทัล มี e^- เต็ม → การบรรจุเต็ม





- ถ้าทุกๆออร์บิทัล มี e^- เพียงครึ่งเดียว → การบรรจุครึ่ง

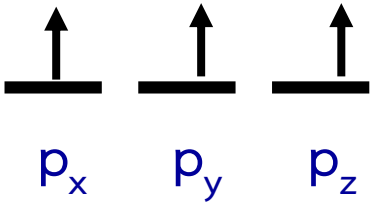


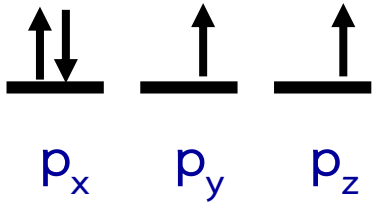
การจัดเรียงอิเล็กตรอน

ความเสถียร

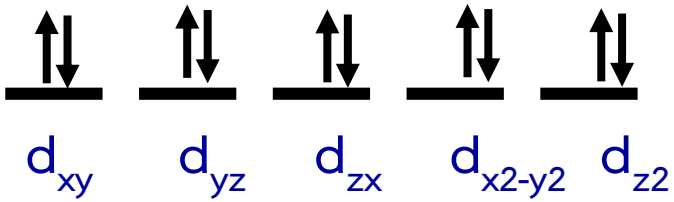
- การบรรจุเต็ม > การบรรจุครึ่ง > แบบอื่นๆ เช่น

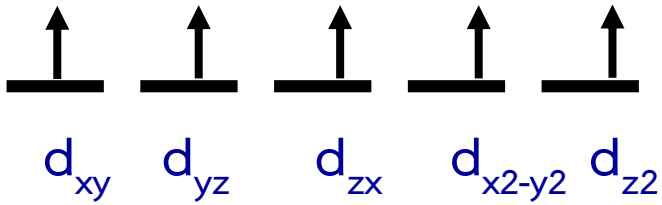
$2p^3$ เสถียรกว่า $2p^4$





$3d^{10}$ เสถียรกว่า $3d^5$ เสถียรกว่า $3d^7$





การจัดเรียงอิเล็กตรอน

โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุในคาบที่ 3 ตั้งแต่ Na -> Ar เขียนในทำนองเดียวกัน

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

โครงแบบอิเล็กตรอนของ Ne (แก๊สเฉื่อย)

นั่นคือ ในส่วนที่เหมือนกับโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย จะเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ของแก๊สเฉื่อยในวงเล็บ [ ] ส่วนที่เหลือก็เขียนเพิ่มต่อไป เช่น

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

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

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

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

	จน.e^-	1s	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	3s	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
H	1	☐						
He	2	☐	☐					
Li	3	☐	☐					
C	6	☐	☐	☐	☐	☐		
O	8	☐	☐	☐	☐	☐		
Ne	10	☐	☐	☐	☐	☐		
Na	11	☐	☐	☐	☐	☐	☐	

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

แบบฝึกหัดที่ 8 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอน พร้อมทั้งเขียนลูกศรในออร์บิทัล

ก) $_{19}K$

ข) $_{21}Sc$

ค) $_{40}Zr$

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

แบบฝึกหัดที่ 8 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอน พร้อมทั้งเขียนลูกศรในออร์บิทัล

ง) $_{24}Cr$

จ) $_{29}Cu$

ฉ) $_{16}S^{2-}$

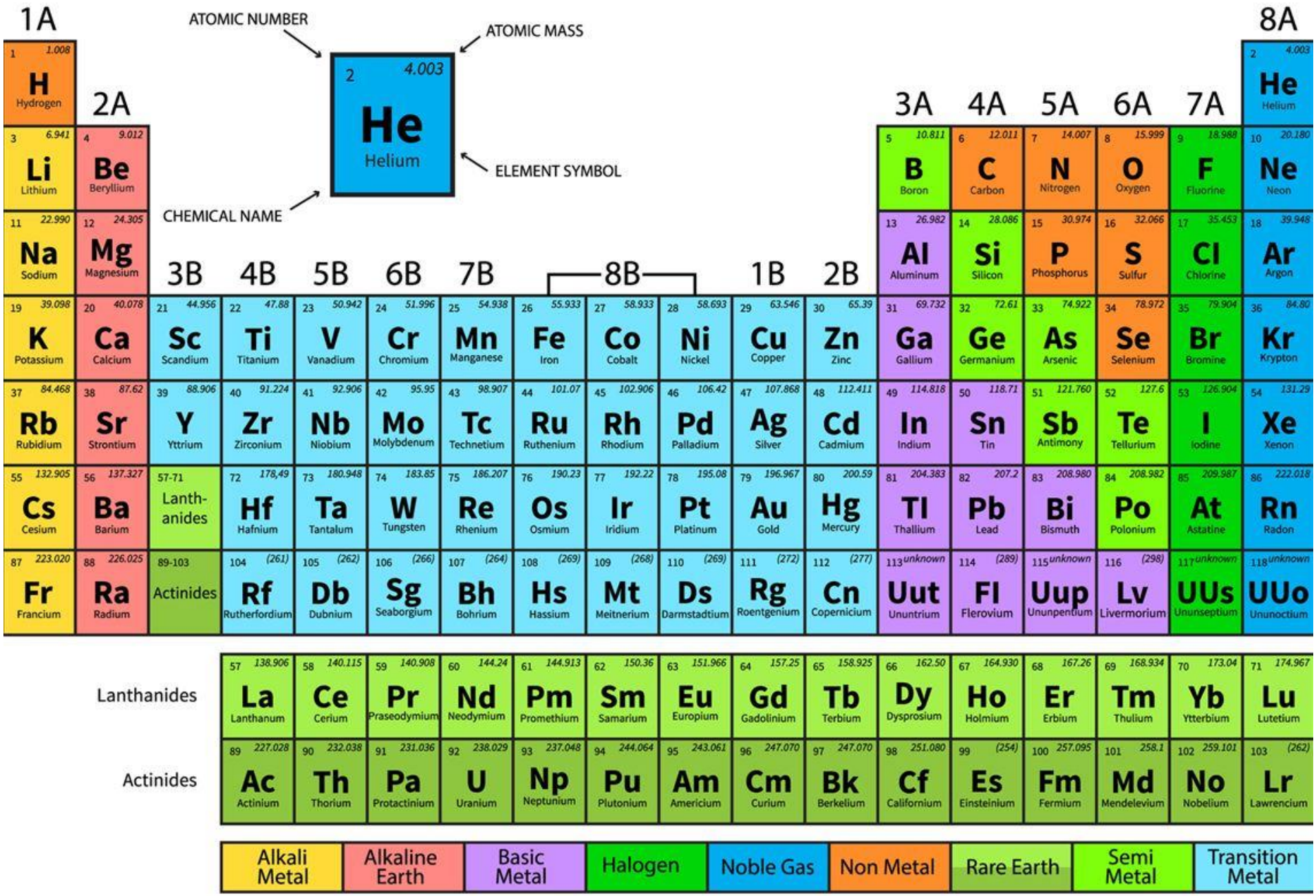
ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

แบบฝึกหัดที่ 8 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอน พร้อมทั้งเขียนลูกศรในออร์บิทัล

ช) $_{12}Mg^{2+}$

ซ) $_{33}As^{3+}$

ฎ) $_{23}V^{2+}$


1A
2A
3A
4A
5A
6A
7A
8A
3B
4B
5B
6B
7B
8B
1B
2B
ATOMIC NUMBER
ATOMIC MASS
ELEMENT SYMBOL
CHEMICAL NAME
2 4.003 He Helium
1 1.008 H Hydrogen
3 6.941 Li Lithium
4 9.012 Be Beryllium
5 10.811 B Boron
6 12.011 C Carbon
7 14.007 N Nitrogen
8 15.999 O Oxygen
9 18.988 F Fluorine
10 20.180 Ne Neon
11 22.990 Na Sodium
12 24.305 Mg Magnesium
13 26.982 Al Aluminum
14 28.086 Si Silicon
15 30.974 P Phosphorus
16 32.066 S Sulfur
17 35.453 Cl Chlorine
18 39.948 Ar Argon
19 39.098 K Potassium
20 40.078 Ca Calcium
21 44.956 Sc Scandium
22 47.88 Ti Titanium
23 50.942 V Vanadium
24 51.996 Cr Chromium
25 54.938 Mn Manganese
26 55.933 Fe Iron
27 58.933 Co Cobalt
28 58.693 Ni Nickel
29 63.546 Cu Copper
30 65.39 Zn Zinc
31 69.732 Ga Gallium
32 72.61 Ge Germanium
33 74.922 As Arsenic
34 78.972 Se Selenium
35 79.904 Br Bromine
36 84.80 Kr Krypton
37 84.468 Rb Rubidium
38 87.62 Sr Strontium
39 88.906 Y Yttrium
40 91.224 Zr Zirconium
41 92.906 Nb Niobium
42 95.95 Mo Molybdenum
43 98.907 Tc Technetium
44 101.07 Ru Ruthenium
45 102.906 Rh Rhodium
46 106.42 Pd Palladium
47 107.868 Ag Silver
48 112.411 Cd Cadmium
49 114.818 In Indium
50 118.71 Sn Tin
51 121.760 Sb Antimony
52 127.6 Te Tellurium
53 126.904 I Iodine
54 131.29 Xe Xenon
55 132.905 Cs Cesium
56 137.327 Ba Barium
57-71 Lanth-anides
72 178,49 Hf Hafnium
73 180.948 Ta Tantalum
74 183.85 W Tungsten
75 186.207 Re Rhenium
76 190.23 Os Osmium
77 192.22 Ir Iridium
78 195.08 Pt Platinum
79 196.967 Au Gold
80 200.59 Hg Mercury
81 204.383 Tl Thallium
82 207.2 Pb Lead
83 208.980 Bi Bismuth
84 208.982 Po Polonium
85 209.987 At Astatine
86 222.018 Rn Radon
87 223.020 Fr Francium
88 226.025 Ra Radium
89-103 Actinides
104 (261) Rf Rutherfordium
105 (262) Db Dubnium
106 (266) Sg Seaborgium
107 (264) Bh Bohrium
108 (269) Hs Hassium
109 (268) Mt Meitnerium
110 (269) Ds Darmstadtium
111 (272) Rg Roentgenium
112 (277) Cn Copernicium
113 unknown Uut Ununtrium
114 (289) Fl Flerovium
115 unknown Uup Ununpentium
116 (298) Lv Livermorium
117 unknown UUs Ununseptium
118 unknown UUo Ununoctium
Lanthanides
57 138.906 La Lanthanum
58 140.115 Ce Cerium
59 140.908 Pr Praseodymium
60 144.24 Nd Neodymium
61 144.913 Pm Promethium
62 150.36 Sm Samarium
63 151.966 Eu Europium
64 157.25 Gd Gadolinium
65 158.925 Tb Terbium
66 162.50 Dy Dysprosium
67 164.930 Ho Holmium
68 167.26 Er Erbium
69 168.934 Tm Thulium
70 173.04 Yb Ytterbium
71 174.967 Lu Lutetium
Actinides
89 227.028 Ac Actinium
90 232.038 Th Thorium
91 231.036 Pa Protactinium
92 238.029 U Uranium
93 237.048 Np Neptunium
94 244.064 Pu Plutonium
95 243.061 Am Americium
96 247.070 Cm Curium
97 247.070 Bk Berkelium
98 251.080 Cf Californium
99 (254) Es Einsteinium
100 257.095 Fm Fermium
101 258.1 Md Mendelevium
102 259.101 No Nobelium
103 (262) Lr Lawrencium
Alkali Metal
Alkaline Earth
Basic Metal
Halogen
Noble Gas
Non Metal
Rare Earth
Semi Metal
Transition Metal

การจัดเรียงอิเล็กตรอน