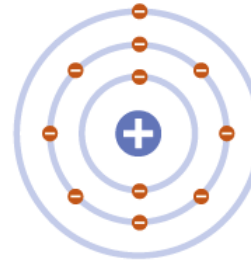


โครงสร้างอะตอม

อาจารย์ ดร. สุภาวรัตน์ ทัพสุริย์
สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์



ประวัติของอะตอม

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

John Dalton ➡ เสนอว่า

- สสารทุกชนิดประกอบด้วยอนุภาคขนาดเล็กที่สุดเรียกว่า “อะตอม” ซึ่งแบ่งแยกและทำให้สูญหายไม่ได้
- อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันมีสมบัติเหมือนกัน แต่จะมีสมบัติแตกต่างจากอะตอมของธาตุอื่น
- สสารประกอบเกิดจากอะตอมของธาตุมากกว่าหนึ่งชนิดทำปฏิกิริยาเคมีในอัตราส่วนที่เป็นเลขลงตัวน้อย ๆ



แบบจำลองอะตอมของดอลตัน

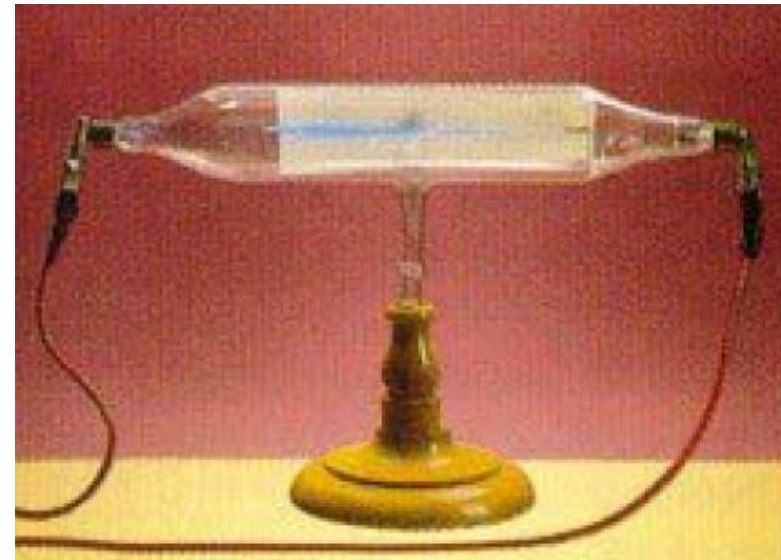
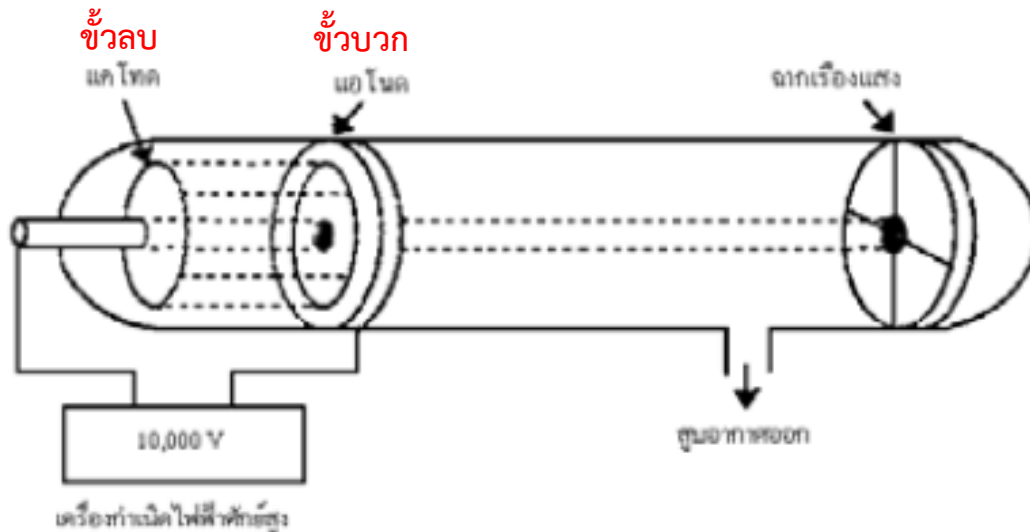
ทฤษฎีอะตอมของทอมสัน

J.J. Thomson ➡ ค้นพบ “**อิเล็กตรอน**”

ทำการทดลองโดยใช้หลอดแคโทด (Cathod ray tube)

- ศึกษาและทดลองเกี่ยวกับการนำไฟฟ้าของแก๊สในหลอดรังสีแคโทด

หลอดรังสีแคโทดเป็นหลอดแก้ว ภายในสูบน้ำออกเกือบหมดและบรรจุแก๊สไว้เพียงเล็กน้อย เพื่อให้ภายในหลอดมีความดันต่ำมาก และเมื่อใช้อิเล็กโทรดและให้มีความต่างศักย์ 10,000 โวลต์ แก๊สจะนำไฟฟ้า และเกิดรังสีพุ่งออกจากแคโทด (ขั้วลบ) ไปยังแอโนด (ขั้วบวก) เรียกรังสีนี้ว่า **รังสีแคโทด** (รังสีนี้มีประจุลบ)

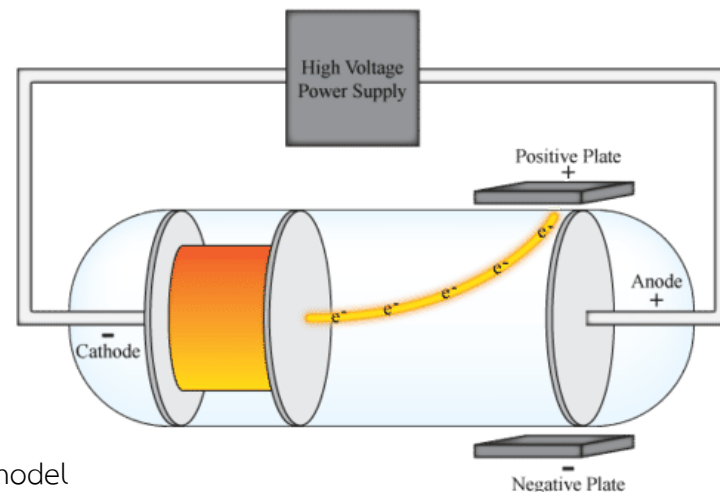
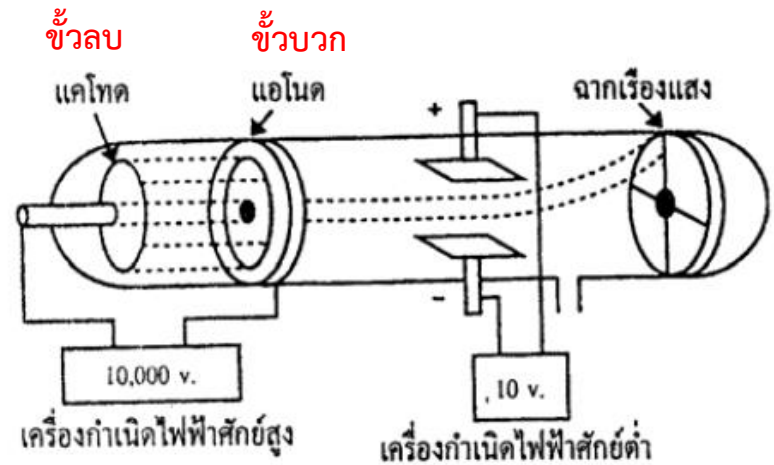
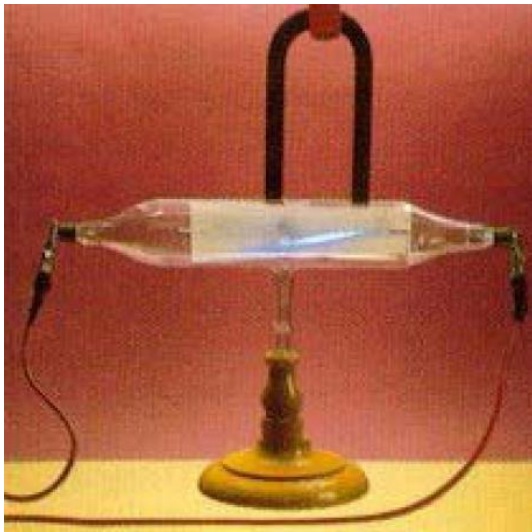


ทฤษฎีอะตอมของทอมสัน

J.J. Thomson ➡ ค้นพบ “อิเล็กตรอน”

ทำการทดลองโดยใช้หลอดแคโทด (Cathod ray tube)

-นำสนามไฟฟ้าภายนอกมาหล่อ ทำให้พบว่า
รังสีแคโทด ประกอบด้วย อนุภาคของอิเล็กตรอน



ทฤษฎีอะตอมของทอมสัน

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

$$\frac{e}{m} = 1.76 \times 10^8 \text{ C / g}$$

e : ประจุอิเล็กตรอน (คูลอมบ์)

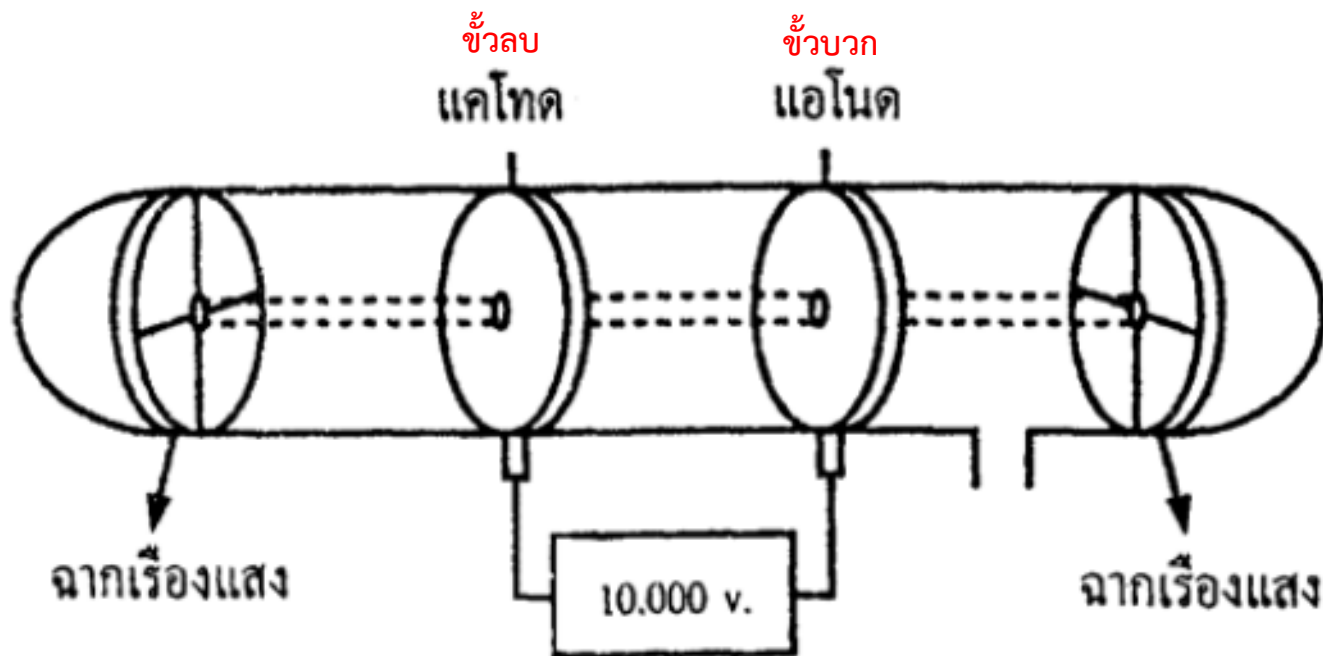
m : มวลอิเล็กตรอน (กรัม)

ค่าที่ได้นี้เป็นค่าคงที่และเพียงค่าเดียวไม่ขึ้นกับชนิดของแก๊สที่บรรจุในหลอด ไม่ขึ้นกับชนิดของโลหะที่ใช้ทำขั้วไฟฟ้า ด้วยเหตุนี้ทอมสันจึงสรุปว่า “อิเล็กตรอนเป็นอนุภาคมูลฐานที่มีอยู่ในอะตอมของธาตุทุกชนิด”

การค้นพบโปรตอน

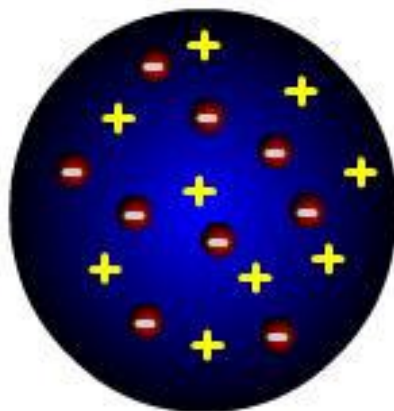
โกลด์สไตน์ (Goldstein) ➡ เสนอแบบจำลองอะตอมที่มีนิวเคลียส

เมื่อทดลองกับก๊าซหลายชนิด พบว่ามีอัตราส่วนของประจุต่อมวลของอนุภาคบวกไม่คงที่ ขึ้นอยู่กับชนิดของก๊าซที่บรรจุภายใน และเมื่อเขาใช้ก๊าซไฮโดรเจนทดลองจะได้อนุภาคบวกที่มีประจุเท่ากับอิเล็กตรอน จึงตั้งชื่อว่า โปรตอน ($\text{Proton} = p^+$)



ทฤษฎีอะตอมของทอมสัน

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

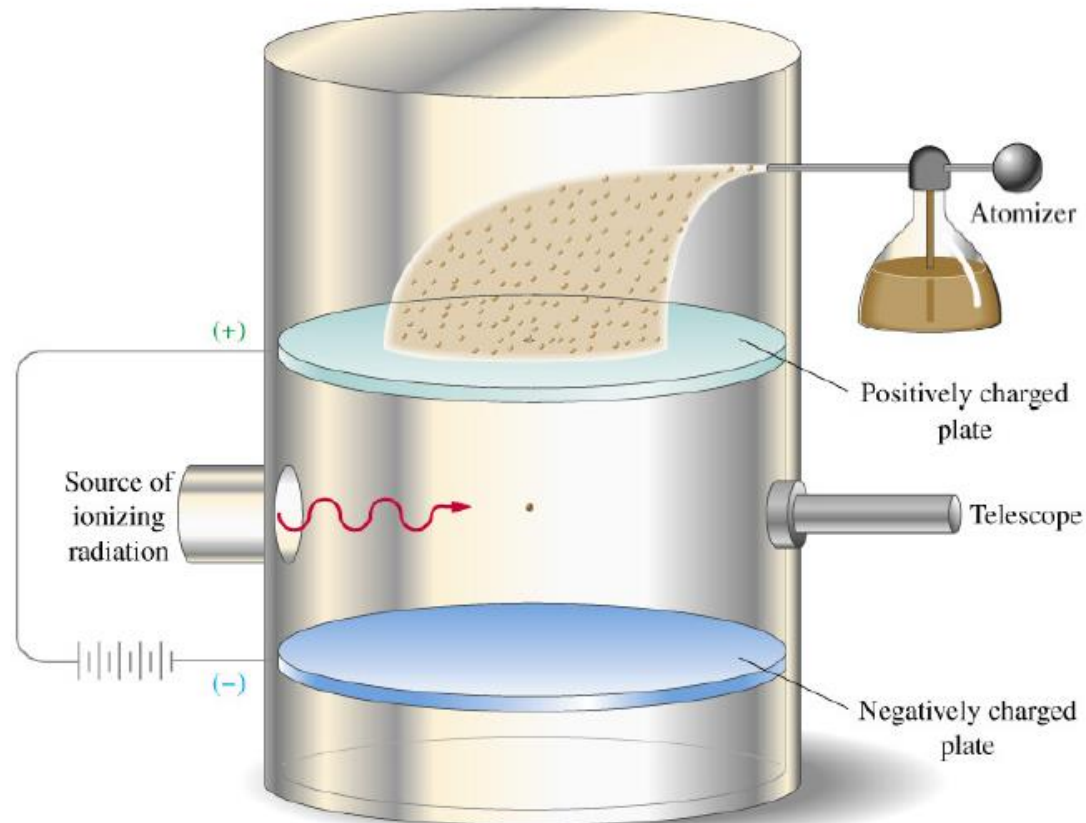


แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

การทดลองหยดน้ำมันมิลลิแกน

โรเบิร์ต มิลลิแกน (R. Millikan) ➡ ค้นพบ “ประจุของอิเล็กตรอน”

หาประจุของอิเล็กตรอน โดยวัดค่าสนามไฟฟ้าที่ทำให้แรงดึงดูดระหว่างประจุ (แรงคูลอมบ์) บนละอองน้ำมันเท่ากับค่าแรงโน้มถ่วงของโลก



การทดลองหยดน้ำมันมิลลิแกน

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

$$\frac{e}{m} = 1.76 \times 10^8$$

$$e = 1.60 \times 10^{-19}$$

$$m = \frac{1.60 \times 10^{-19}}{1.76 \times 10^8}$$

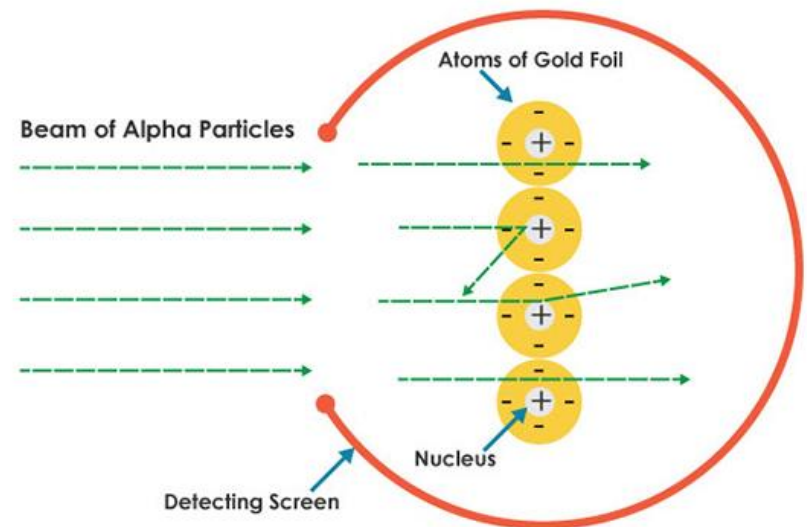
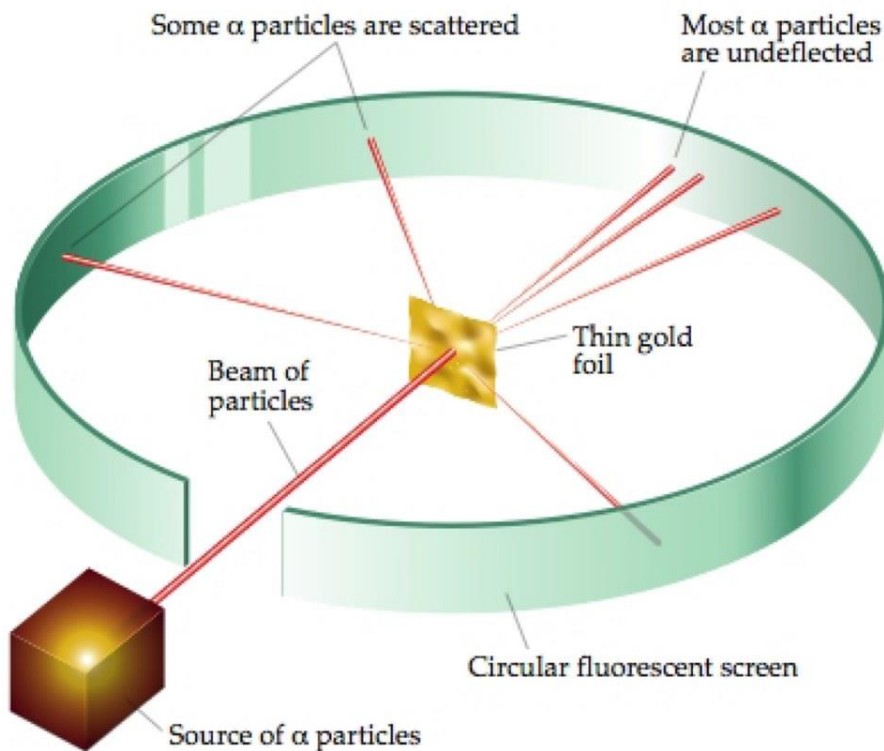
$$m = 9.11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

$$m = 9.11 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

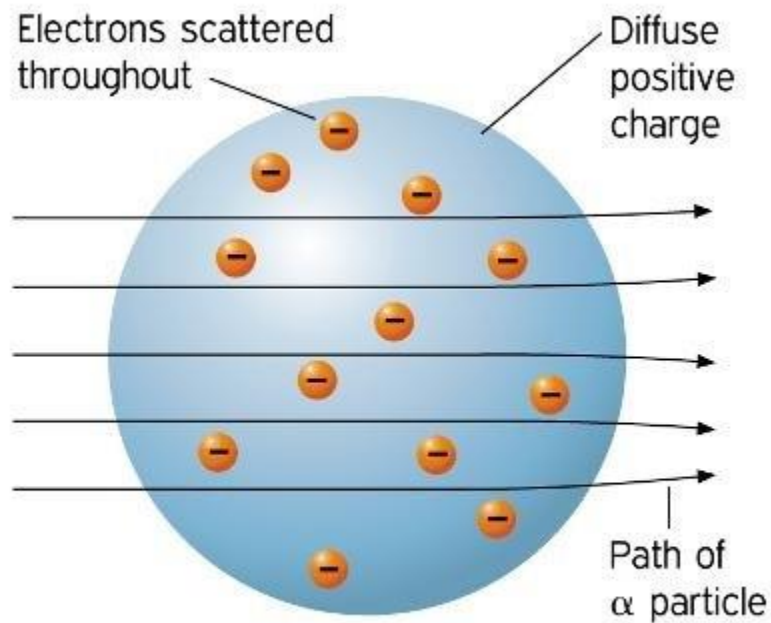
การกระเจิงอนุภาคแอลฟา

อี อาร์ รัทเทอร์ฟอร์ด (E.R. Rutherford) ➡

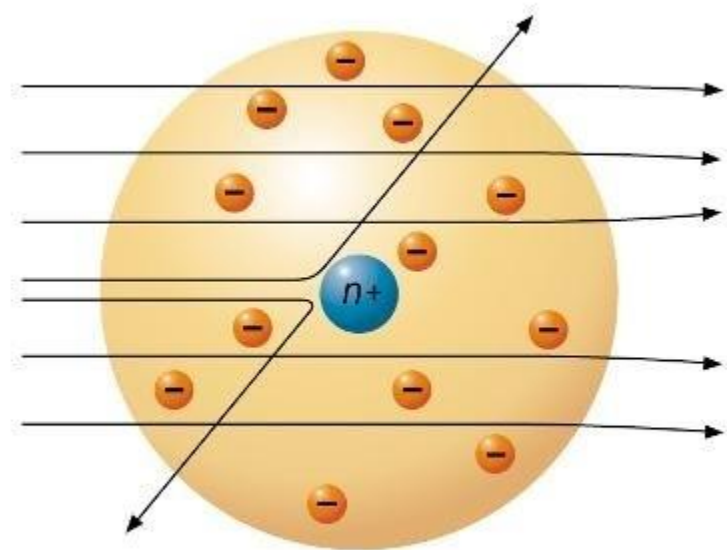
ทำการทดลองยิงอนุภาคแอลฟาไปยังแผ่นทองคำบาง ๆ มีความหนาเพียง 0.0004 mm เรียกการทดลองนี้ว่า การกระเจิงรังสีแอลฟาของรัทเทอร์ฟอร์ด



การกระเจิงอนุภาคแอลฟา

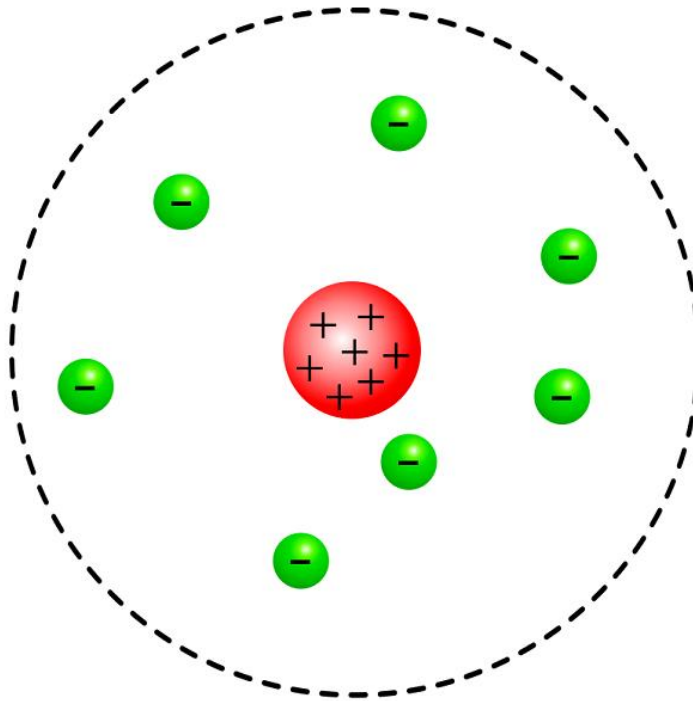


(a) Expected Results



(b) Actual Results

การกระเจิงอนุภาคแอลฟา

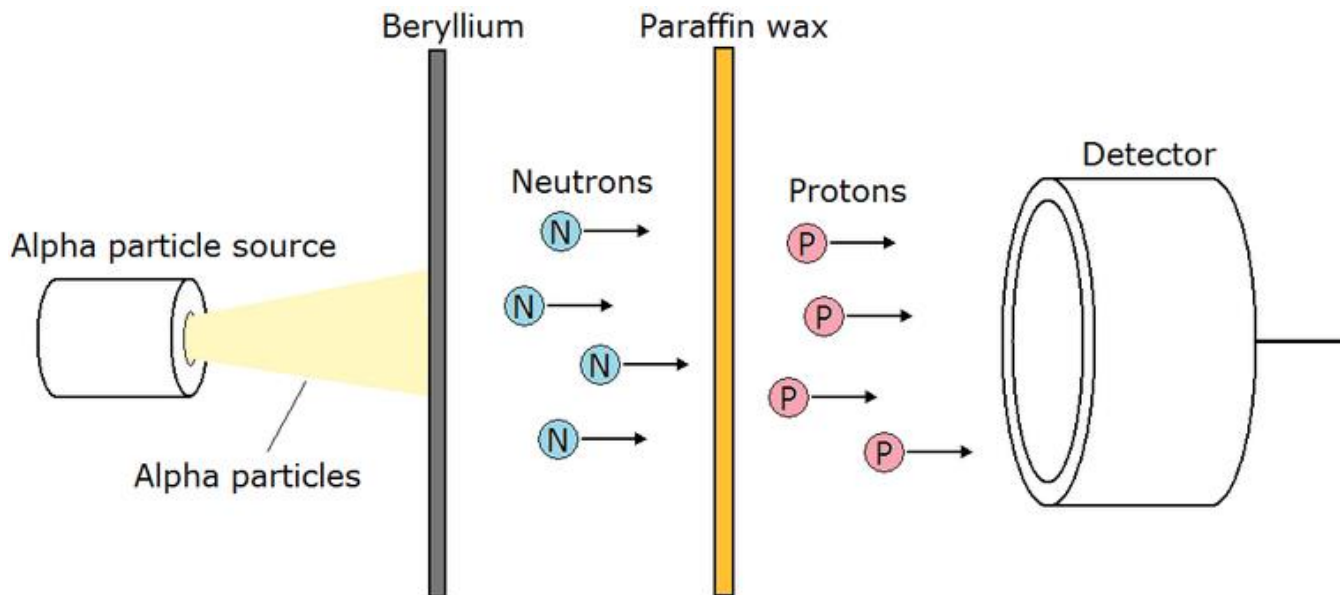


แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

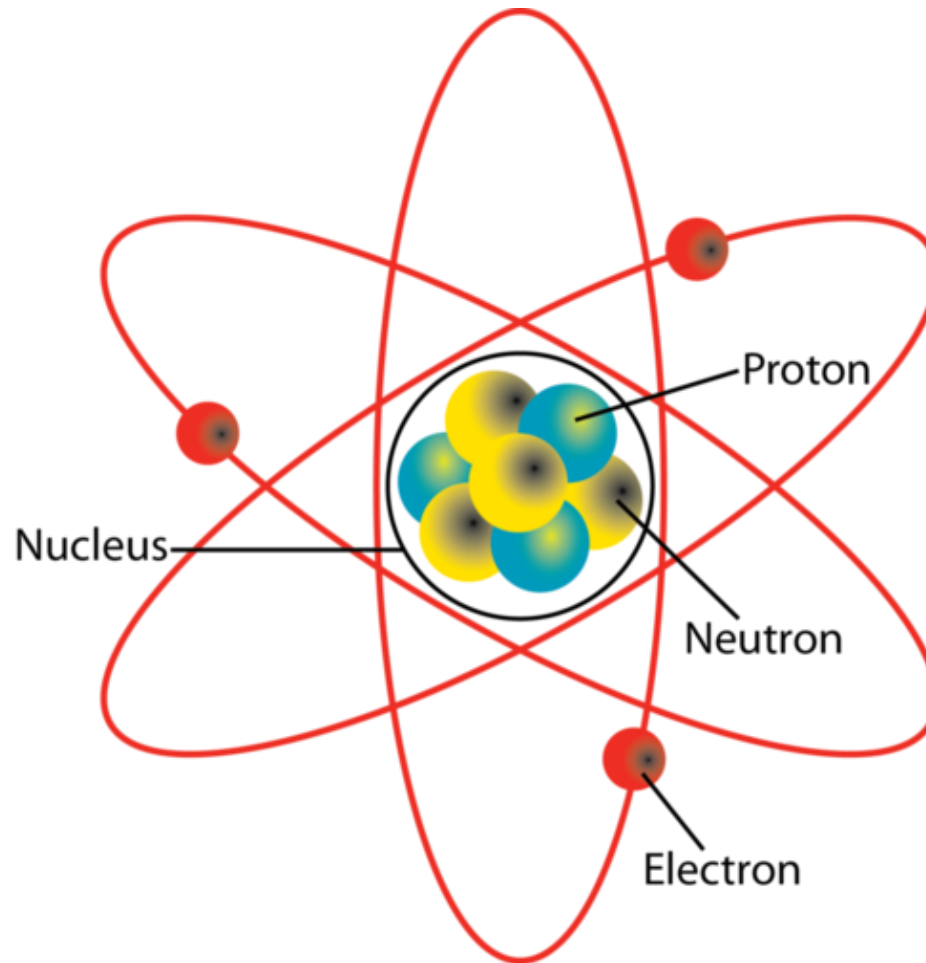
การค้นพบนิวตรอน

เซอร์ เจมส์ แชดวิก (Sir James Chadwick) ➡ ได้ค้นพบ “นิวตรอน”

W.Bothe และ H.Becker ได้ทำการทดลองใช้อุณหภูมิแอลฟาไปยังแผ่นโลหะแบริลเลียม ปรากฏว่าเกิดรังสีซึ่งไม่มีประจุชนิดหนึ่งที่มีอำนาจทะลุได้ดี และรังสีนี้เมื่อชนกับโมเลกุลของพาราฟินจะได้โปรตอนออกมา ต่อมา James Chadwick ได้เสนอว่ารังสีนี้ต้องประกอบด้วยอนุภาคและให้ชื่อว่า นิวตรอน และได้ทำการพิสูจน์ได้นิวตรอนไม่มีประจุ และคำนวณมวลนิวตรอนได้ค่าใกล้เคียงกับมวลของโปรตอน

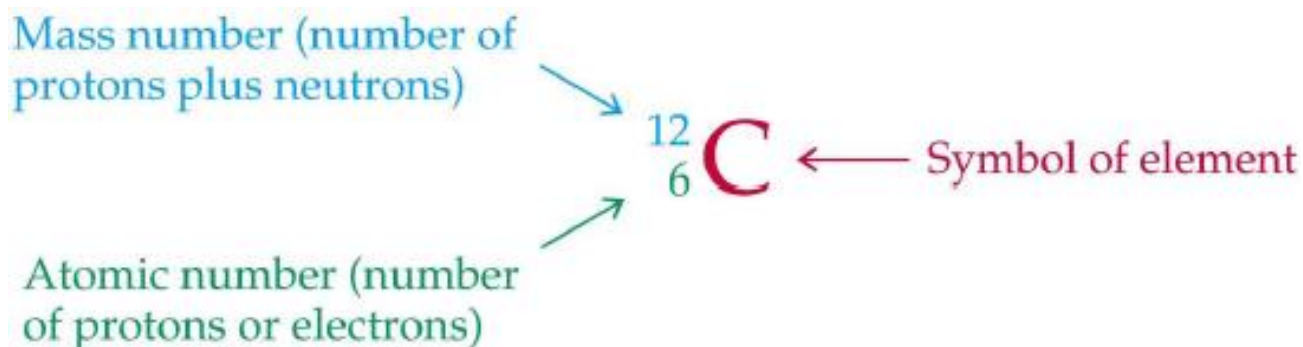


การค้นพบนิวตรอน



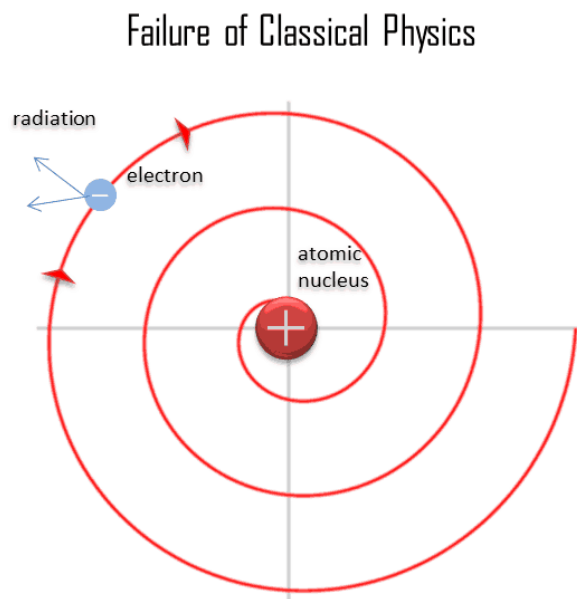
อนุภาคภายในอะตอม

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



ข้อจำกัดของแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

➡ ไม่สามารถอธิบายได้ว่า ทำไมอิเล็กตรอนจึงสามารถโคจรรอบนิวเคลียสได้ ทั้งๆ ที่การโคจรรอบนิวเคลียสจะเกิดความเร่งสู่ศูนย์กลาง จากความรู้เรื่องคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า ที่ว่า อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่ด้วยความเร่งจะแผ่คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าออกมา ดังนั้น อิเล็กตรอนที่สูญเสียพลังงานจลน์ ทำให้อิเล็กตรอนวิ่งช้าลง และในที่สุดจะวนเข้าไปรวมกับนิวเคลียส



จุดเริ่มต้นของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม

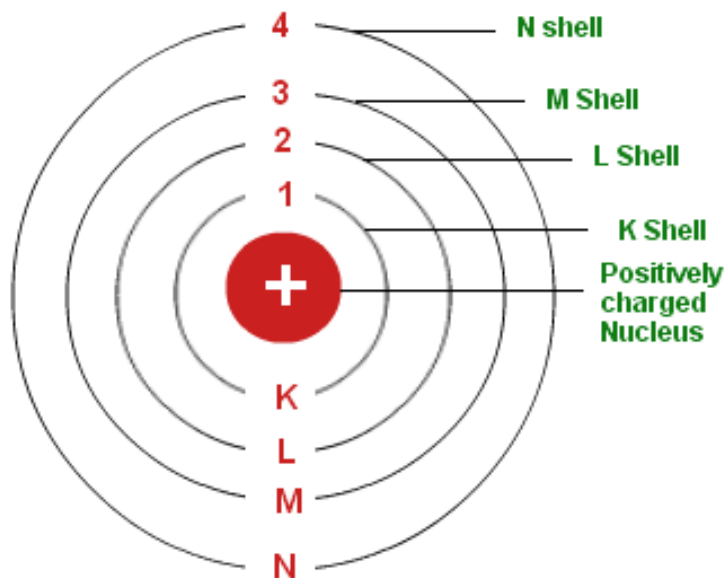
ทฤษฎีกลศาสตร์ดั้งเดิม (Classical mechanical) ล้มเหลวในการอธิบายระบบบางระบบ เช่น

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

แบบจำลองอะตอมโบร์

Niels Bohr ➡ เสนอแบบจำลองอะตอมโดยอาศัยทฤษฎีควอนตัมของพลังค์และอัลเบิร์ต ไอน์สไตน์ เกี่ยวกับความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานกับความถี่ของคลื่น และสรุปได้ว่า

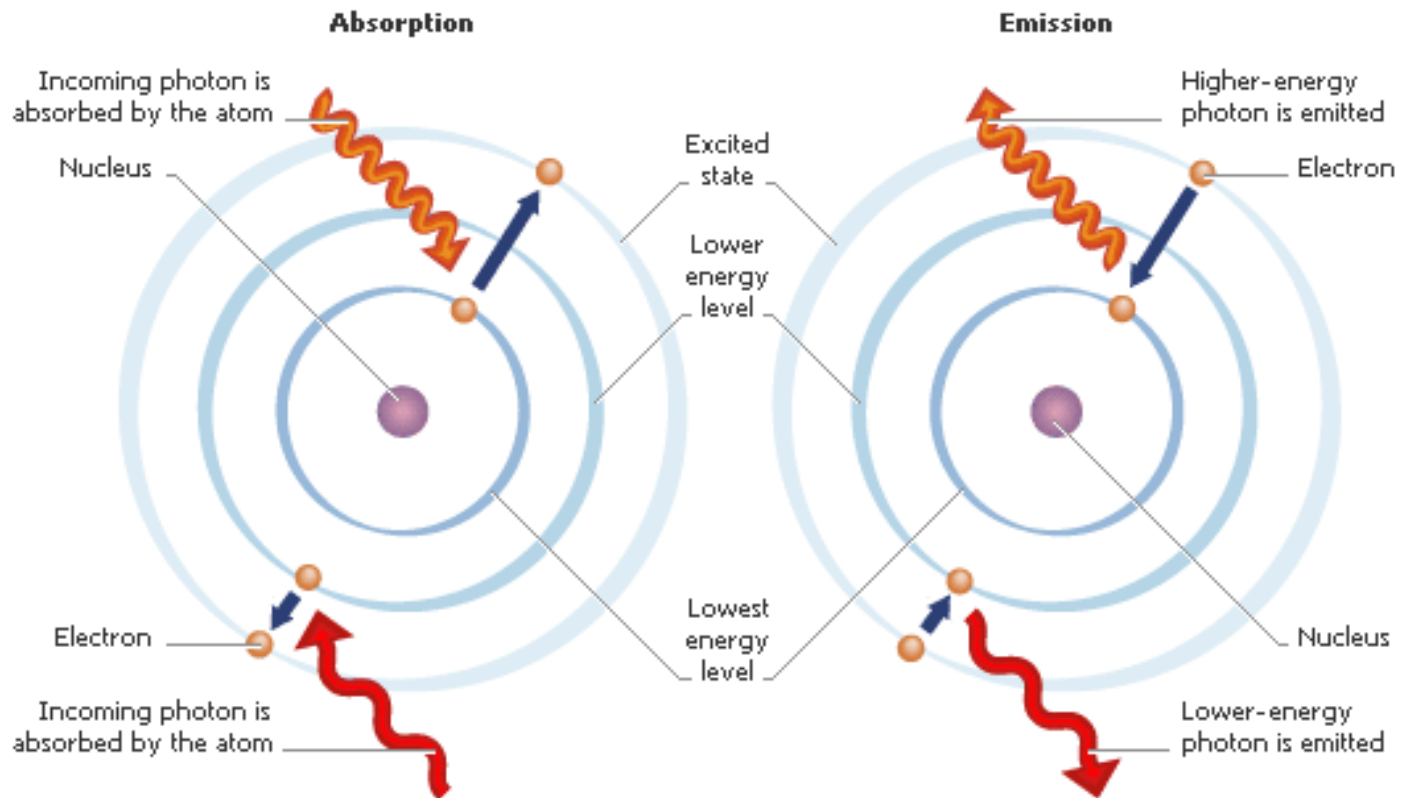
- อะตอมมีนิวเคลียสเป็นศูนย์กลางและมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวงกลม อยู่ในระดับพลังงานต่างๆ กัน
- แต่ละอิเล็กตรอนจะมีพลังงานเฉพาะค่าหนึ่ง การเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนไม่มีการสูญเสียพลังงาน



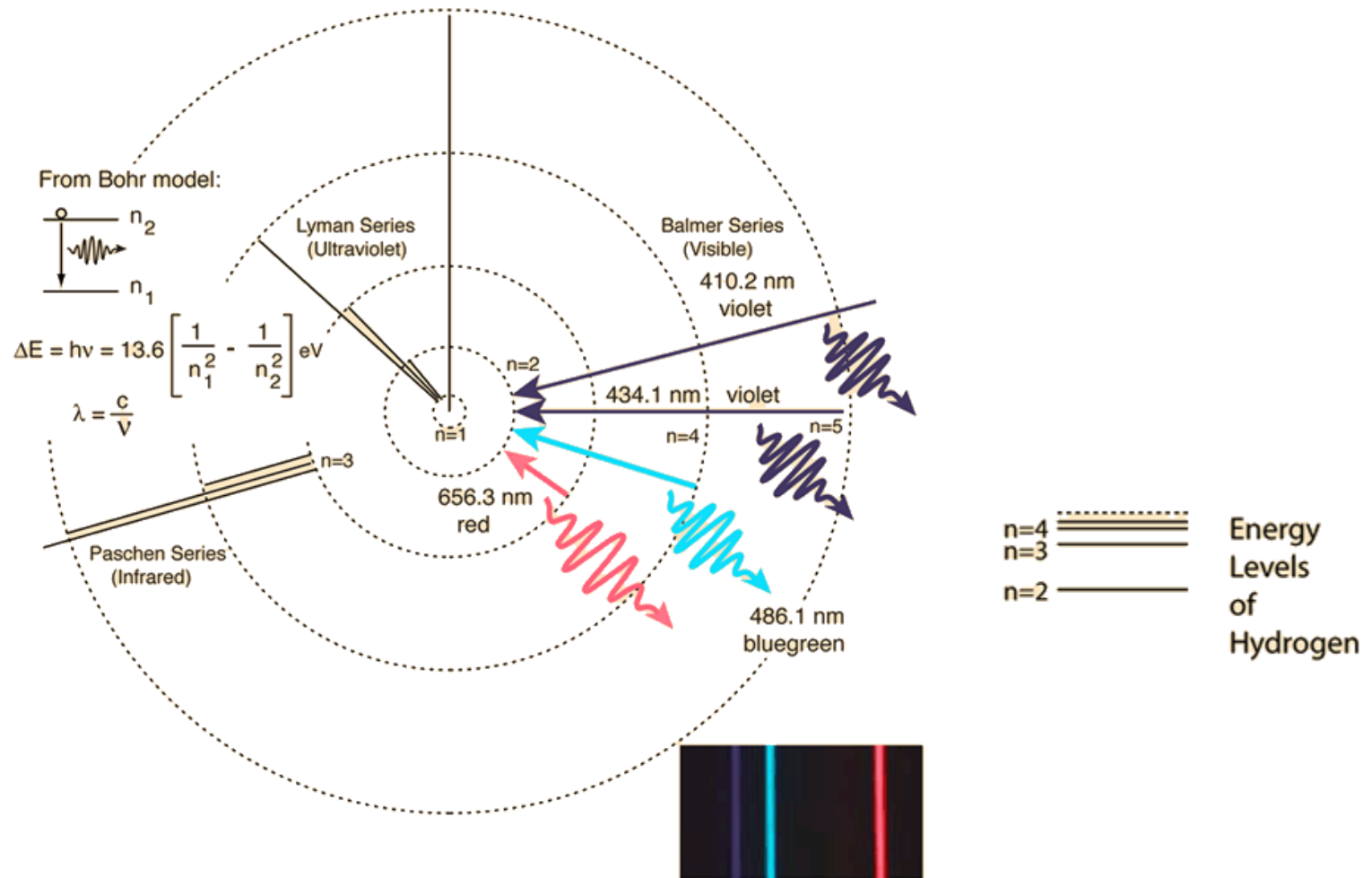
แบบจำลองอะตอมของโบร์

แบบจำลองอะตอมโบร์

➡ เมื่ออิเล็กตรอนเปลี่ยนวงโคจร จะมีการดูดหรือคายพลังงาน



แบบจำลองอะตอมโบร์

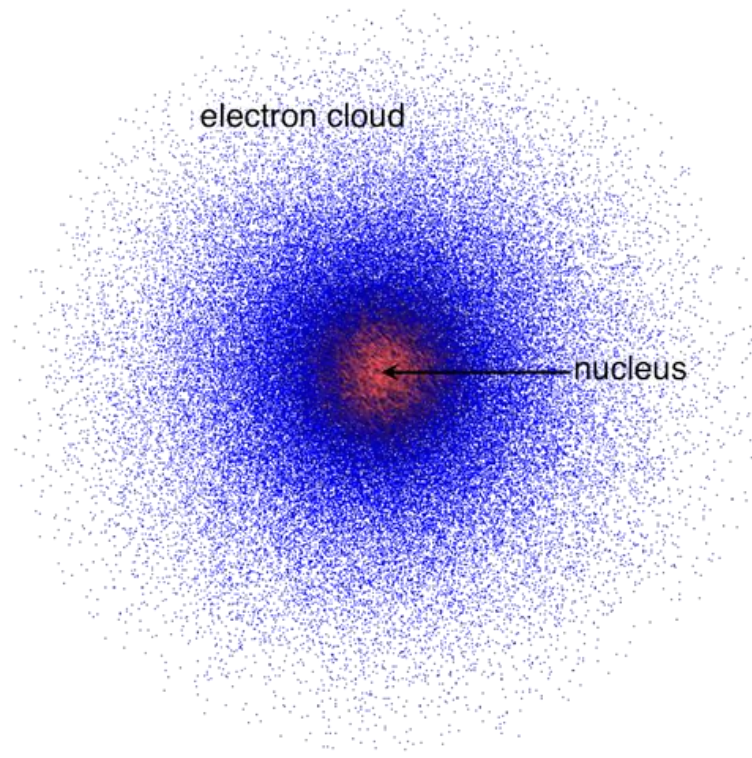


Bohr's method มีข้อจำกัด คือ ใช้ได้ดีกับอะตอมหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนตัวเดียว เช่น H-atom, He^+ , Li^{2+}

กลศาสตร์เชิงคลื่น

ชเรอดิงเงอร์ (Erwin Schrodinger) ➡

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



หมอกอิเล็กตรอน

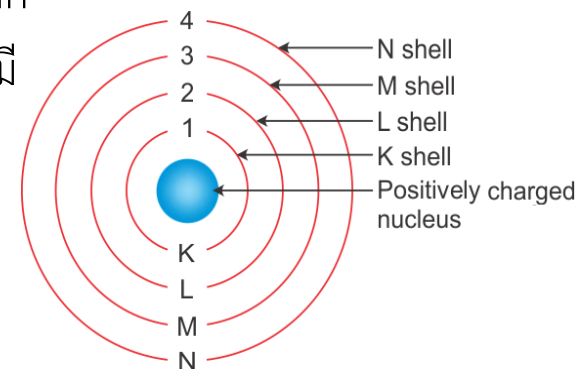
เลขควอนตัม

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 และเกี่ยวข้องกับโมเมนตัมเชิงมุมในขณะที่ยิเล็กตรอนเคลื่อนที่

- บอกถึงรูปร่างของออร์บิทัลของอิเล็กตรอน

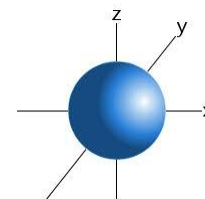
- ระดับพลังงานย่อยในระดับพลังงานหลัก

- ค่า l ขึ้นกับค่า n คือ มีค่า $0, 1, 2, \dots$ และมีได้จำนวนเท่ากับ n ค่า

เช่น อิเล็กตรอน มี $n = 1$ จะมีค่า l มีจำนวน 1 ค่า คือ 0

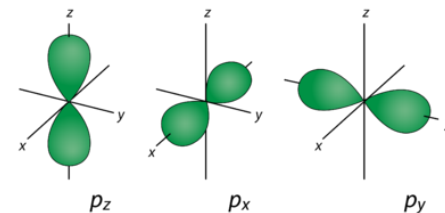
นั่นคือ ในระดับพลังงานย่อยค่าเดียว จะมีออร์บิทัลชนิดเดียวที่มีค่า $l = 0$

ซึ่งมีรูปร่างเป็นทรงกลม



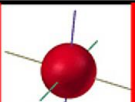
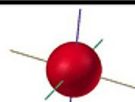
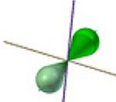
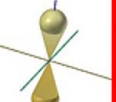
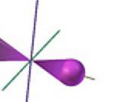

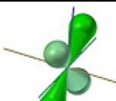
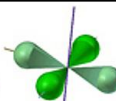

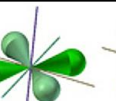
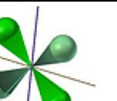
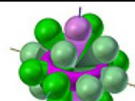

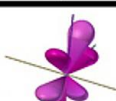

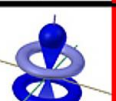


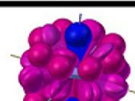
อิเล็กตรอน มี $n = 2$ จะมีค่า l มีจำนวน 2 ค่า คือ $0, 1$

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

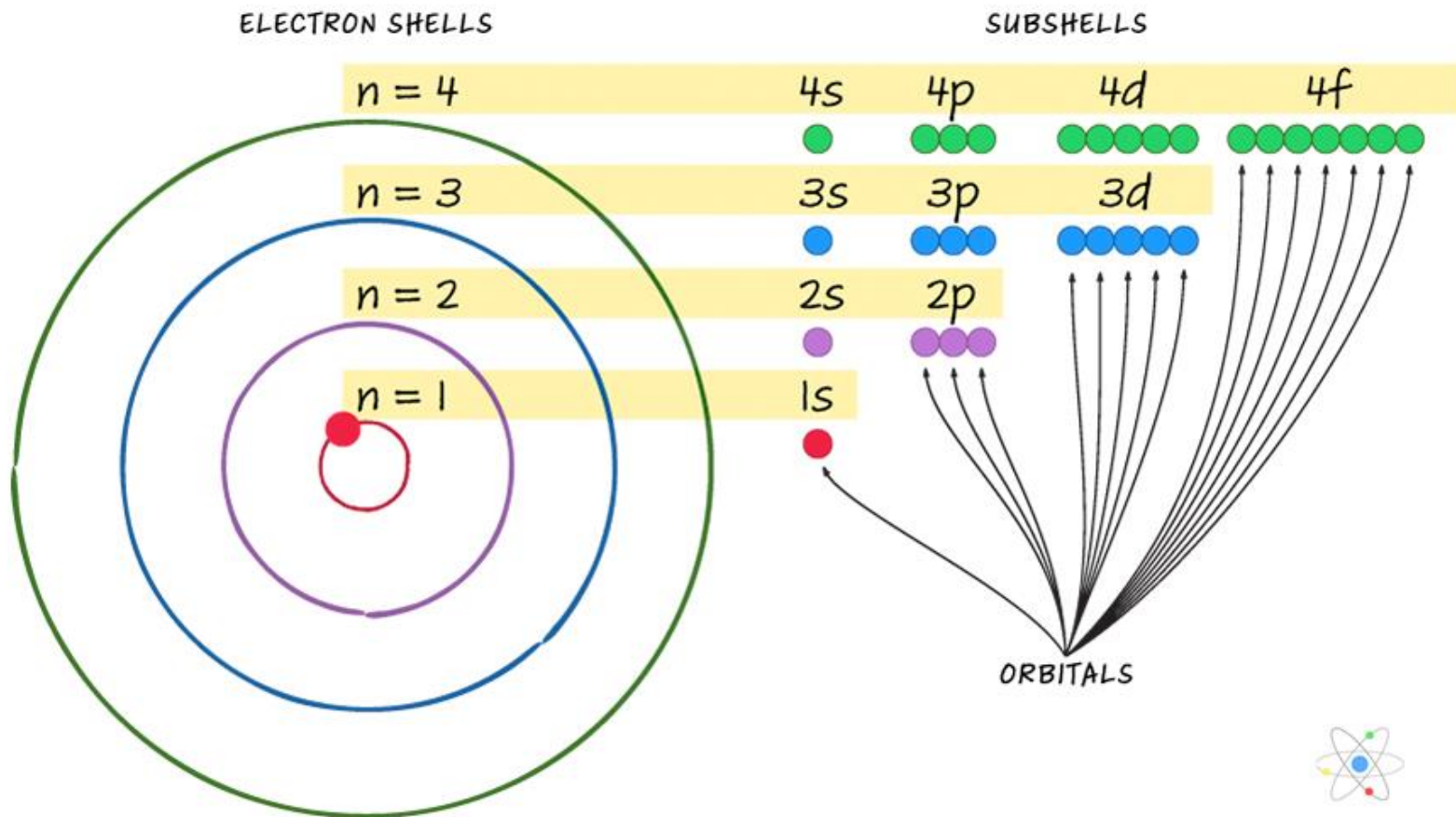


เลขควอนตัม

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

SET	INDIVIDUAL ORBITALS						COLLECTIVE
S							
p							
d							
f							

เลขควอนตัม



เลขควอนตัม

3. เลขควอนตัมแม่เหล็ก (m_l)

- ออร์บิทัลมีรูปร่างเหมือนกันแต่ทิศทางของออร์บิทัลในที่ว่างต่างกัน เป็นผลให้เกิดค่า m_l ต่างกัน แสดงว่าในแต่ละค่าของ l จะมี m_l ได้หลายค่า

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

- มีค่าระหว่าง l ถึง $-l$

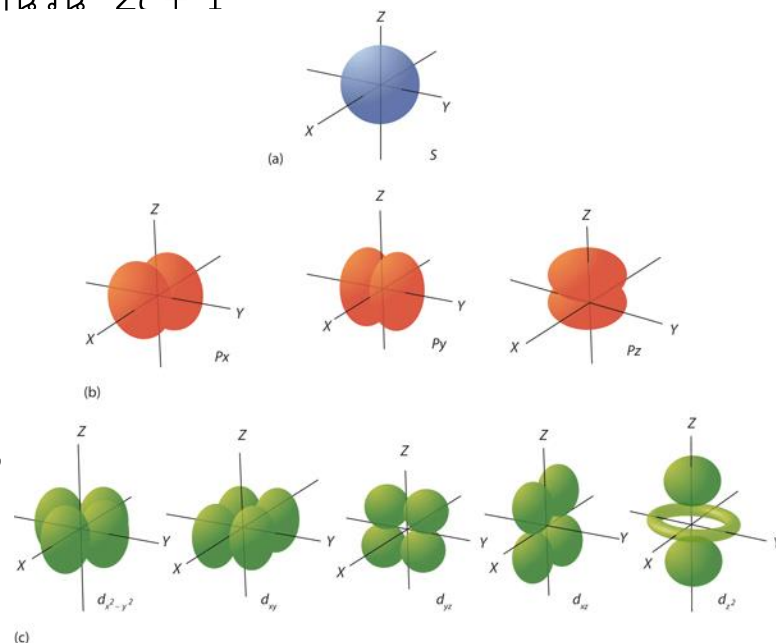
- รวม $2l + 1$

$$l = 0 \quad , \quad m_l = 0$$

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

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

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



เลขควอนตัม

เลขควอนตัมสปิน (m_s)

- เป็นตัวเลขบอกทิศทางการหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอน นั่นคือ ในขณะที่อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ก็จะหมุนรอบตัวเองไปด้วย

- อิเล็กตรอนมีประจุลบหมุนรอบตัวเองทำให้อิเล็กตรอนเป็นเสมือนแท่งแม่เหล็กเล็กๆ

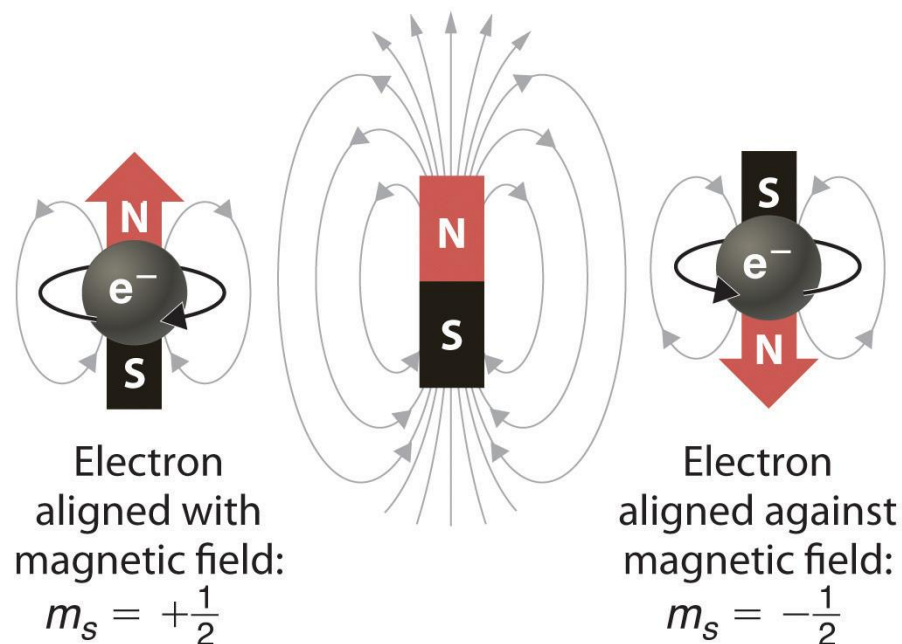
- การหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอนมี 2 แบบ คือ

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

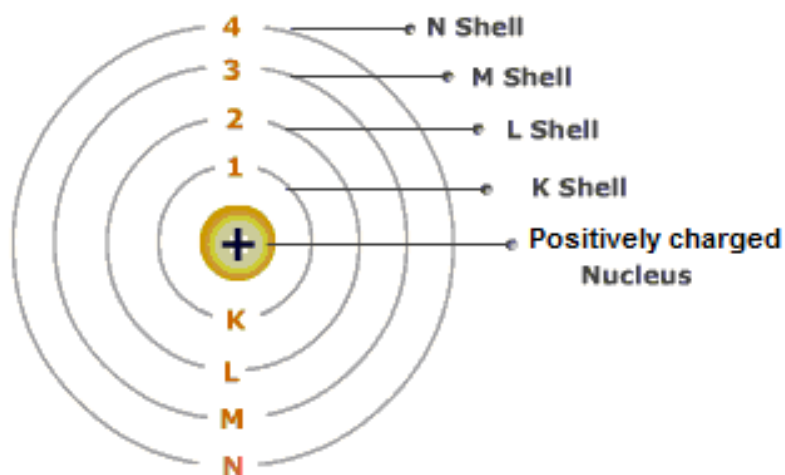
เลขควอนตัม m_l บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนนี้อยู่ในออร์บิทัลที่มีค่า m_l ใดที่มีระดับพลังงานต่ำสุดในสนามแม่เหล็ก

เลขควอนตัม m_s บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนมีลักษณะการหมุนเช่นใด

n	l	orbital	m_l	จำนวนออร์บิทัลในแต่ละชนิดของออร์บิทัล
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

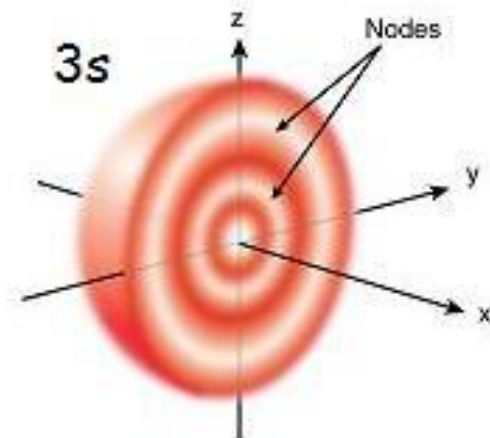
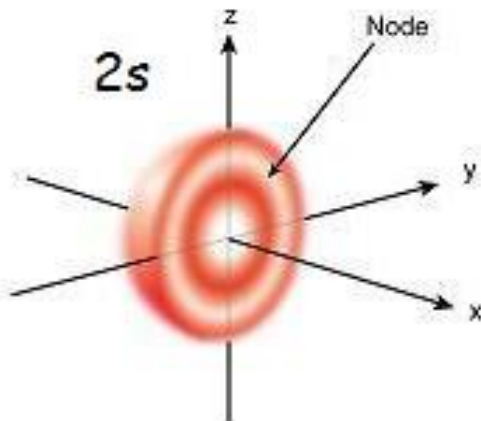
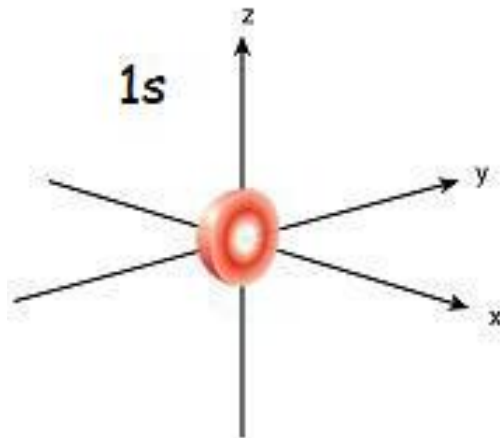
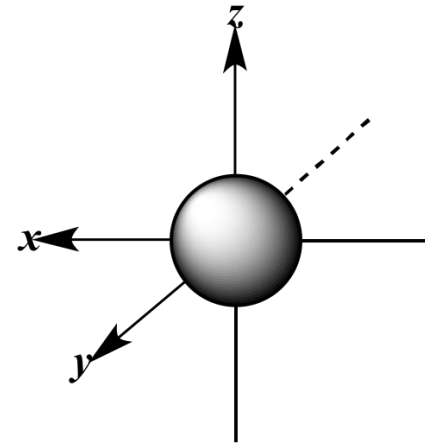


หลักการกีดกันเพาลี กล่าวว่า ไม่มีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใด
ในอะตอมเดียวกันที่จะมีเลขควอนตัมทั้งสี่เหมือนกัน

รูปร่างของออร์บิทัล

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

- รูปร่างของออร์บิทัลเป็นทรงกลม
ค่า n เพิ่มขนาดออร์บิทัลเพิ่ม
ขนาด $1s < 2s < 3s < 4s < \dots$



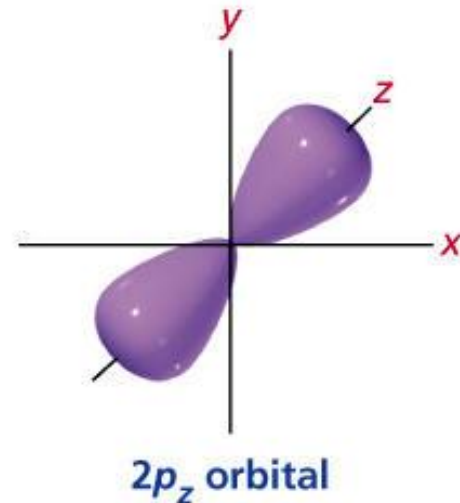
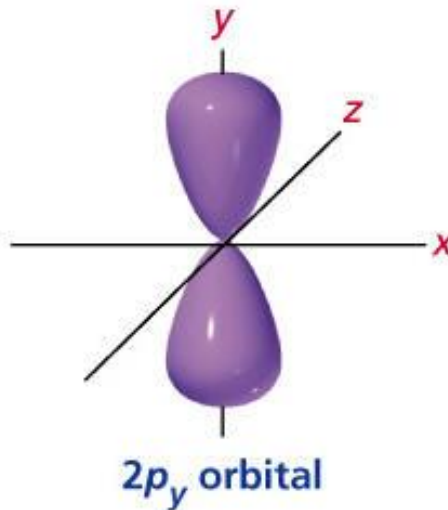
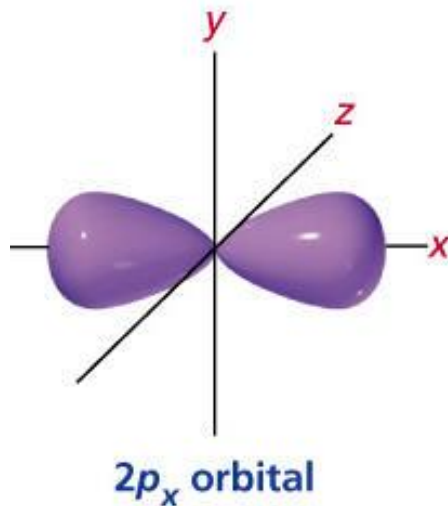
รูปร่างของออร์บิทัล

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

- ลักษณะเป็นรูปดัมเบล หรือ 2 lobe

p-orbital มี 3 ออร์บิทัล $\rightarrow p_x, p_y, p_z$

ค่า n เพิ่มขึ้นขนาดออร์บิทัลเพิ่ม



รูปร่างของออร์บิทัล

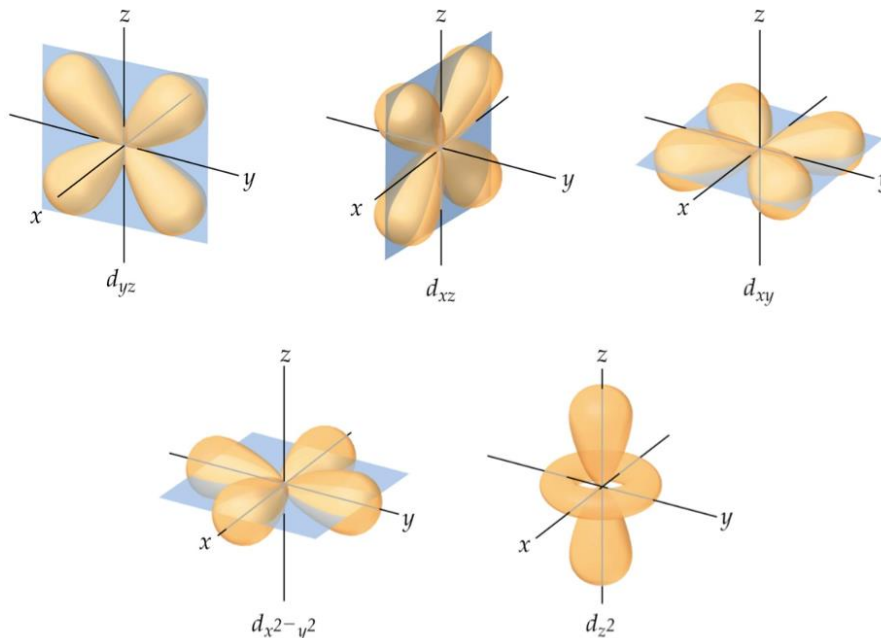
3. d-orbital ($l = 2$; $m_l = +2, +1, 0, -1, -2$)

- ลักษณะเป็นรูปดัมเบลคู่ หรือ 4 lobe

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

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

lobe 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) $n = 5, l = 3$

รูปร่างของออร์บิทัล

แบบฝึกหัดที่ 2 จงเขียนเลขควอนตัม n l และ m_l ของออร์บิทัลต่อไปนี้

ก) $2p$

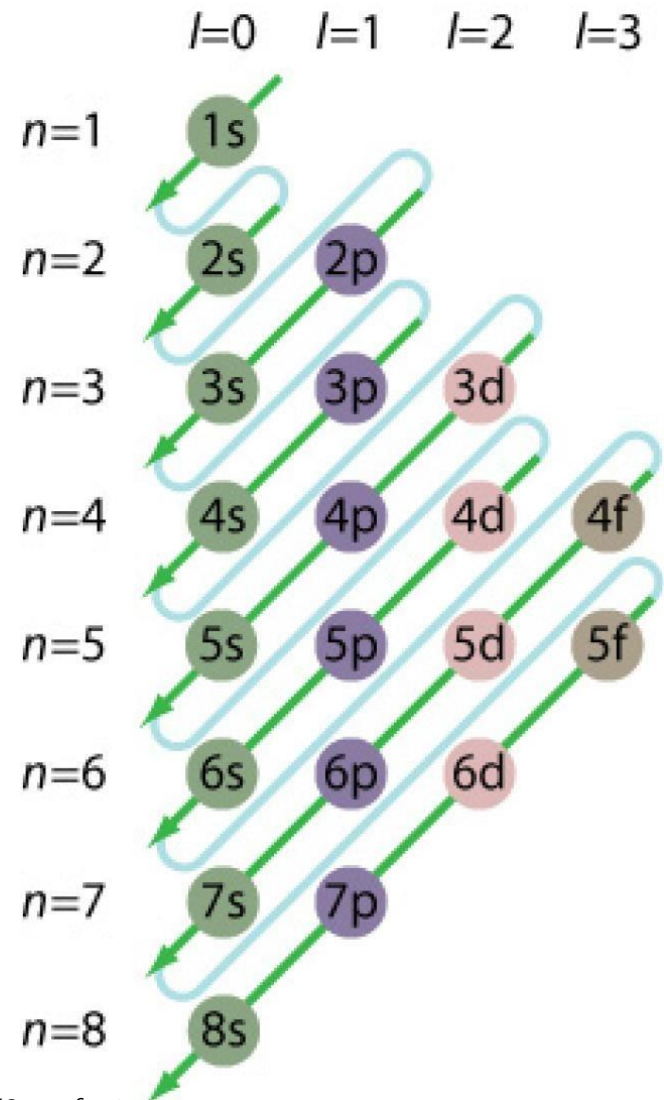
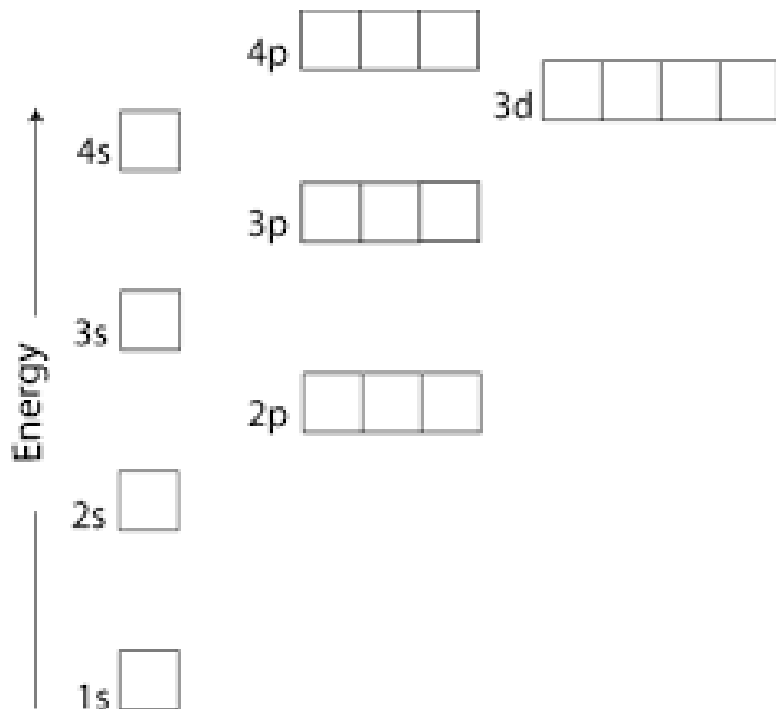
ข) $3p$

ค) $3d$

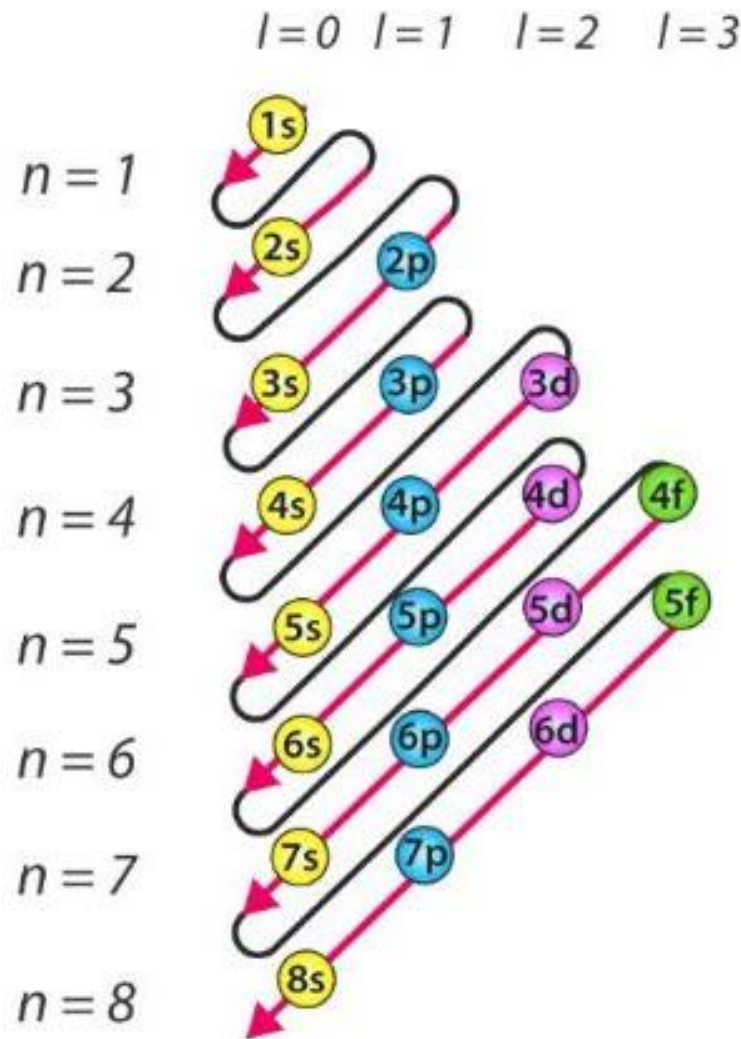
ระดับพลังงานของออร์บิทัล

การเรียงลำดับพลังงานของออร์บิทัลจากต่ำไปสูง จะเป็น

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < \dots$$



ระดับพลังงานของออร์บิทัล



1. อิเล็กตรอนในแต่ละออร์บิทัล

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

2. เมื่อ $n = 1$ มีออร์บิทัล 1s

$n = 2$ มีออร์บิทัล 2s 2p

$n = 3$ มีออร์บิทัล 3s 3p 3d

3. ในแต่ละระดับหลัก n

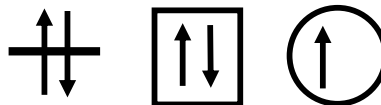
จำนวนออร์บิทัลทั้งหมด = n^2

จำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด = $2n^2$

การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล

แบบที่ 1 ใช้ \square หรือ $-$ หรือ \bigcirc แทนออร์บิทัล

- \uparrow = e^- สปินขึ้น
- \downarrow = e^- สปินลง
- $\uparrow\downarrow$ = e^- คู่
- \uparrow = e^- เดี่ยว



แบบที่ 2 เขียนเป็นตัวเลขและตัวอักษร แสดงชนิดของออร์บิทัล ($1s$, $2s$, $2p$) และจำนวนอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเช่น

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

ลำดับการบรรจุอิเล็กตรอน

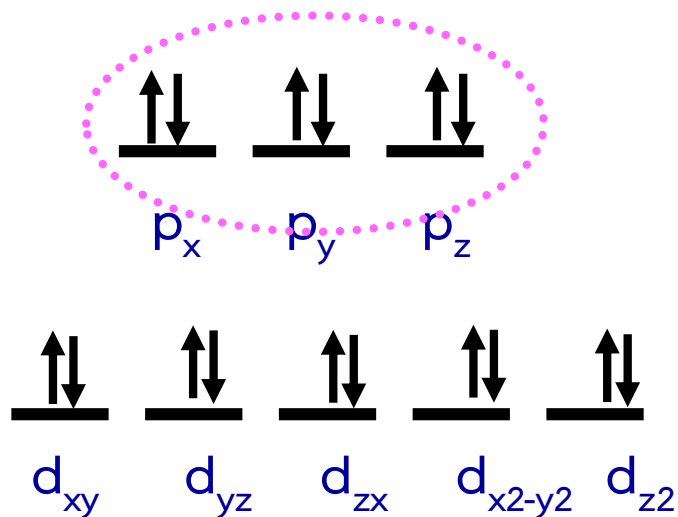
โคโรนแบบอิเล็กตรอนแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่างๆ ของอะตอม มีหลักเกณฑ์ดังนี้

1. หลักของเอบาว (Aufbau principle) -> “อิเล็กตรอนจะเข้าไปอยู่ในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดและว่างก่อนเสมอ”
2. หลักของเพาลี (Pauli exclusion principle) -> “ในแต่ละออร์บิทัลจะมีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 ตัว และต้องมีสปินในทิศทางตรงข้ามกัน” $\uparrow\downarrow$
3. กฎของฮุนด์ (Hund's rule) -> ออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากันจะจัดเรียงให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุด $\uparrow \uparrow \uparrow$

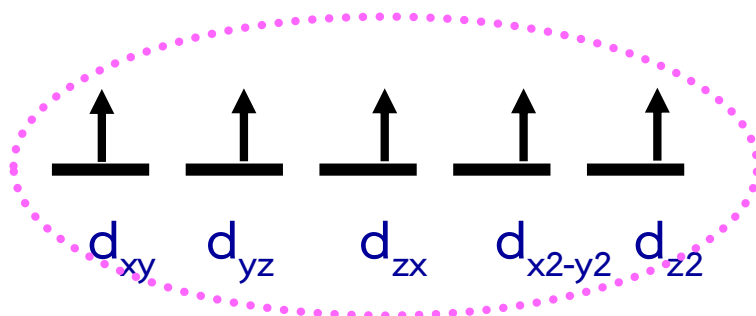
การจัดเรียงอิเล็กตรอน

สำหรับออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานที่เท่ากัน (degeneracy)

- ถ้าทุกออร์บิทัล มี e^- เต็ม \rightarrow การบรรจุเต็ม



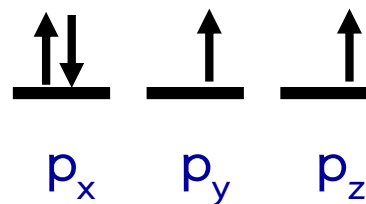
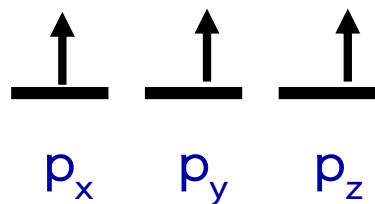
- ถ้าทุกออร์บิทัล มี e^- เพียงครึ่งเดียว \rightarrow การบรรจุครึ่ง



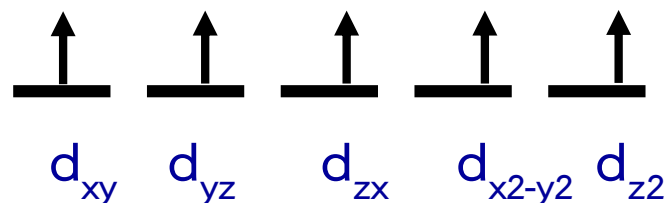
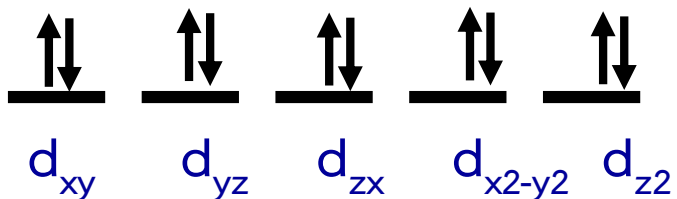
การจัดเรียงอิเล็กตรอน

ความเสถียร

- การบรรจุเต็ม > การบรรจุครึ่ง > แบบอื่นๆ เช่น $2p^3$ เสถียรกว่า $2p^4$



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



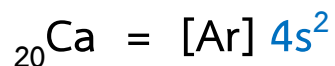
การจัดเรียงอิเล็กตรอน

โครงสร้างอิเล็กตรอนของธาตุในคาบที่ 3 ตั้งแต่ Na -> Ar เขียนในทำนองเดียวกัน


























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

โครงสร้างอิเล็กตรอนของ Ne (แก๊สเฉื่อย)

นั่นคือ ในส่วนที่เหมือนกับโครงสร้างอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย จะเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ของแก๊สเฉื่อยในวงเล็บ [] ส่วนที่เหลือก็เขียนเพิ่มต่อไป เช่น



ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

	จน.e ⁻	1s	2s	2p _x 2p _y 2p _z	3s	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
H	1					1s ¹
He	2					1s ²
Li	3					1s ² 2s ¹
C	6			  		1s ² 2s ² 2p ²
O	8			  		1s ² 2s ² 2p ⁴
Ne	10			  		1s ² 2s ² 2p ⁶
Na	11			  		1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

แบบฝึกหัดที่ 8 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอน พร้อมทั้งเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย

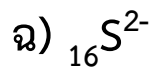
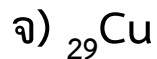
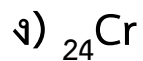
ก) ${}_7\text{N}$

ข) ${}_{19}\text{K}$

ค) ${}_{21}\text{Sc}$

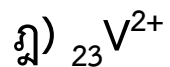
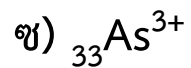
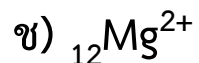
ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

แบบฝึกหัดที่ 8 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนพร้อมทั้งเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย



ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

แบบฝึกหัดที่ 8 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอน พร้อมทั้งเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย



46

การจัดเรียงอิเล็กตรอน

