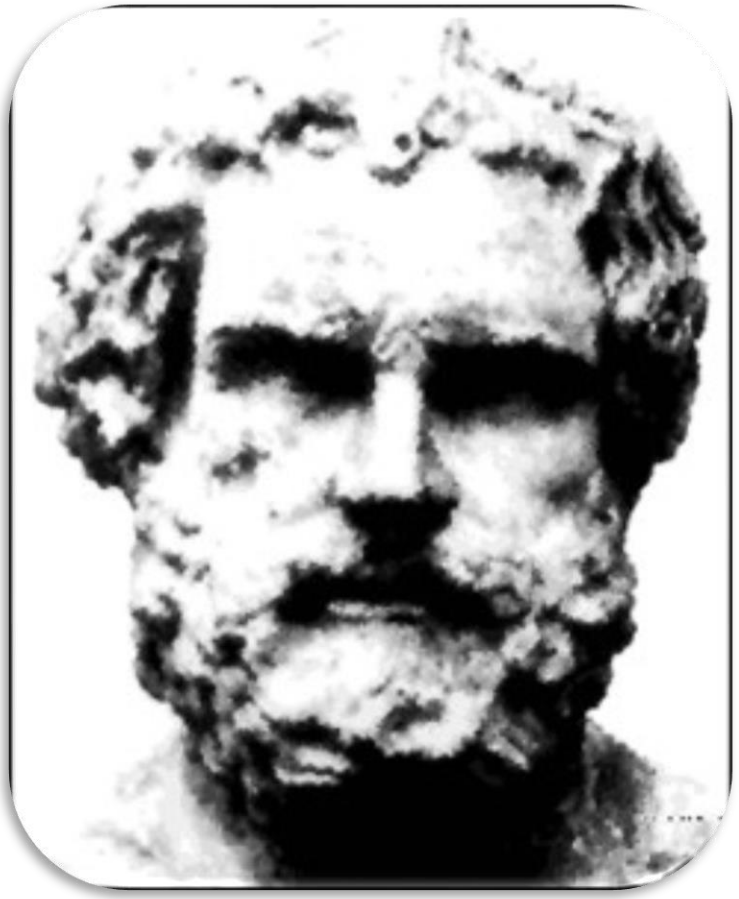
ฟิสิกส์อะตอม

สาขาวิชาวิทยาศาสตร์ทั่วไป

แบบจำลองอะตอม

- แบบจำลองอะตอมของดอลตัน
- แบบจำลองอะตอมของทอมสัน
- แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด
- แบบจำลองอะตอมของโบร์
- แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก

ดิโมคริตุส



Democritus

นักปรัชญาชาวกรีกในสมัยโบราณได้เสนอแนวคิดเกี่ยวกับส่วนประกอบของสสารไว้หลายแนวคิด แต่มีแนวคิดหนึ่งที่ถือได้ว่าเป็นจุดเริ่มต้นของการศึกษาอะตอม คือ แนวคิดของดิโมคริตุส (Democritus)

“เมื่อนำสสารมาแบ่งย่อยลงไปเรื่อย ๆ จะได้อนุภาคที่มีขนาดเล็กมาก และไม่สามารถแบ่งย่อยออกไปได้อีก” โดยเรียกอนุภาคนี้ว่า อะตอม (atom)

จอห์น ดอลตัน

John Dalton

เมื่อความรู้ทางวิทยาศาสตร์มีความเจริญก้าวหน้ามากขึ้น ทำให้แนวคิดของดิโมคริตุสนั้นไม่สามารถอธิบายเหตุการณ์ ต่าง ๆ ที่เกิดขึ้นเกี่ยวกับสสารได้

ในปี ค.ศ. 1803 จอห์น ดอลตัน (John Dalton) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ ได้เสนอแนวคิดเกี่ยวกับอะตอม ที่เรียกว่าทฤษฎีอะตอม มีใจความสำคัญดังนี้

จอห์น ดอลตัน

ทฤษฎีอะตอม

1. สสารทุกชนิดประกอบด้วยอนุภาคที่เล็กที่สุด ซึ่งไม่สามารถแบ่งแยกต่อไปได้อีก เรียกว่า อะตอม

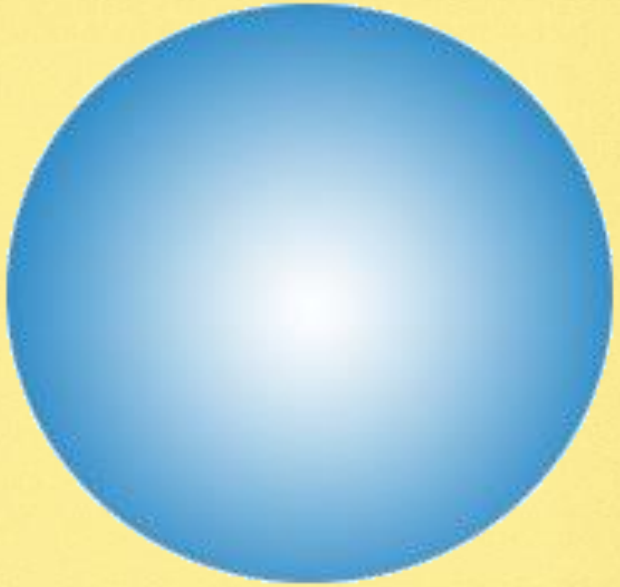
2. **อะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน ย่อมมีสมบัติเหมือนกันทุกประการ** (เช่นมีมวลเท่ากัน) **และมีสมบัติแตกต่างจากอะตอมของธาตุอื่น**

3. **อะตอมไม่สามารถทำให้สูญหายหรือเกิดใหม่ได้**

4. สารประกอบเกิดจากการรวมตัวทางเคมีระหว่างอะตอมของธาตุตั้งแต่สองชนิดขึ้นไป และจำนวนอะตอมของธาตุที่รวมตัวกันจะเป็นอัตราส่วนตัวเลขลงตัวน้อย ๆ เกิดเป็นสารประกอบ ได้หลายชนิด เช่น CO_2 , SO_2 เป็นต้น

แบบจำลองอะตอมของดอลตัน

ดอลตัน เสนอมโนภาพของแบบจำลองอะตอม ว่า “อะตอมมีลักษณะกลมตันมีขนาดเล็กมากและไม่สามารถแบ่งแยกได้อีก”



ภาพ: ลักษณะแบบจำลองอะตอมของดอลตัน

ที่มาภาพ : https://goo.gl/yYa3Xi

ข้อลบล้างแบบจำลองอะตอมของดอลตัน

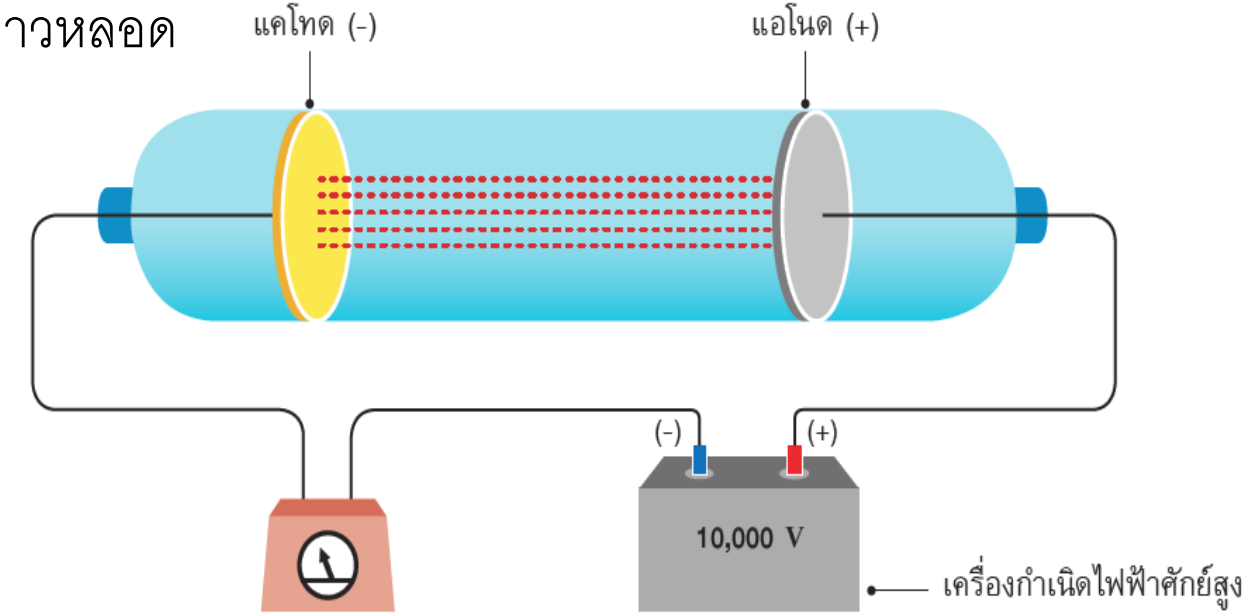
ต่อมานักวิทยาศาสตร์ได้ศึกษาเกี่ยวกับอะตอมมากขึ้นและค้นพบข้อมูลบางประการที่ไม่สอดคล้องกับแนวคิดของดอลตัน เช่น

อะตอมจะประกอบด้วยอนุภาคโปรตอน นิวตรอนและอิเล็กตรอน ซึ่งทำให้อะตอมสามารถแบ่งแยกได้อีก นอกจากนี้ยังพบว่าอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันจะมีจำนวนนิวตรอนต่างกันได้ เป็นต้น

เซอร์วิลเลียม ครูกส์

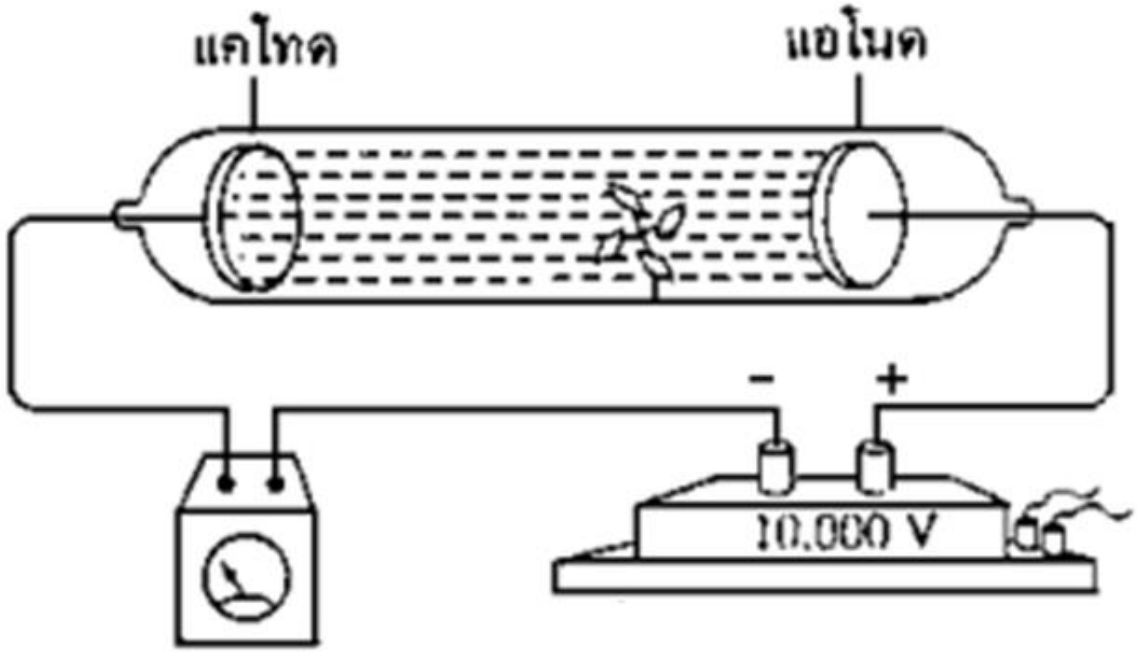
Sir William Crookes

ในปี ค.ศ. 1832-1919 เซอร์วิลเลียม ครูกส์ (Sir William Crookes) ได้สร้างหลอดประจุไฟฟ้าที่ประกอบด้วยหลอดแก้วที่บรรจุ gas ความดันต่ำ มีขั้วไฟฟ้าเป็นแผ่นโลหะ(Electrode) 2 ขั้ว ต่อเข้ากับเครื่องกำเนิดไฟฟ้าที่มีความต่างศักย์สูง (10,000 -20,000 volts) แผ่นโลหะด้านไฟฟ้าลบ เรียกว่า ขั้วcathode แผ่นโลหะด้านไฟฟ้าบวก เรียกว่า ขั้ว anode และยังได้วางฉากเรืองแสง (ZnS) ขนานไปตามยาวหลอด



หลอดรังสีแคโทด

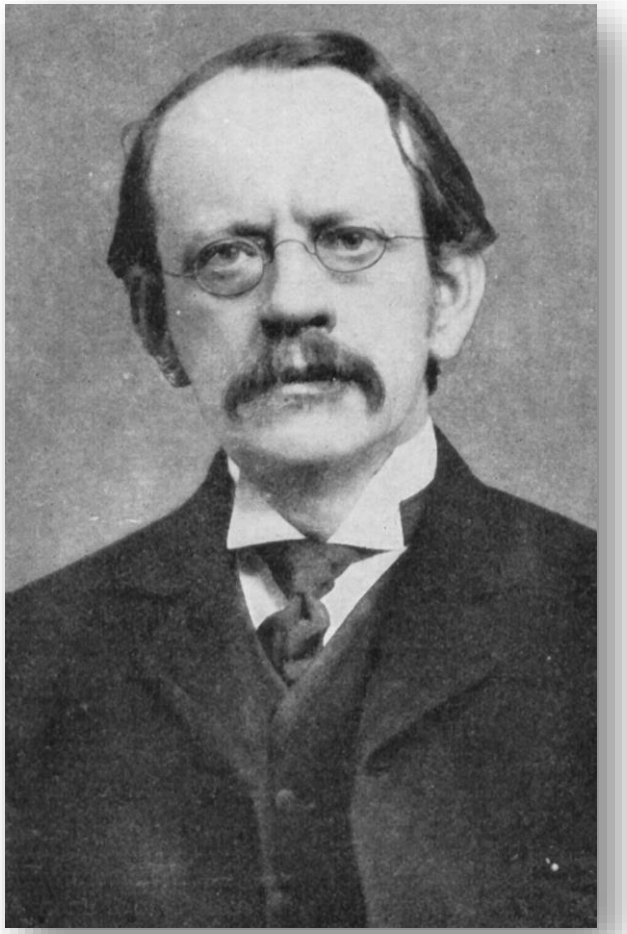
รังสีแคโทด ประกอบด้วยอนุภาคไฟฟ้าที่มีประจุลบและมีมวลเพราะสามารถทำให้ใบพัดของกังหันหมุนได้



ภาพ : หลอดรังสีแคโทดดัดแปลงใส่กังหันไว้ด้านใน

ที่มาภาพ : https://goo.gl/krVJg8

เซอร์โจเซฟ จอห์น ทอมสัน

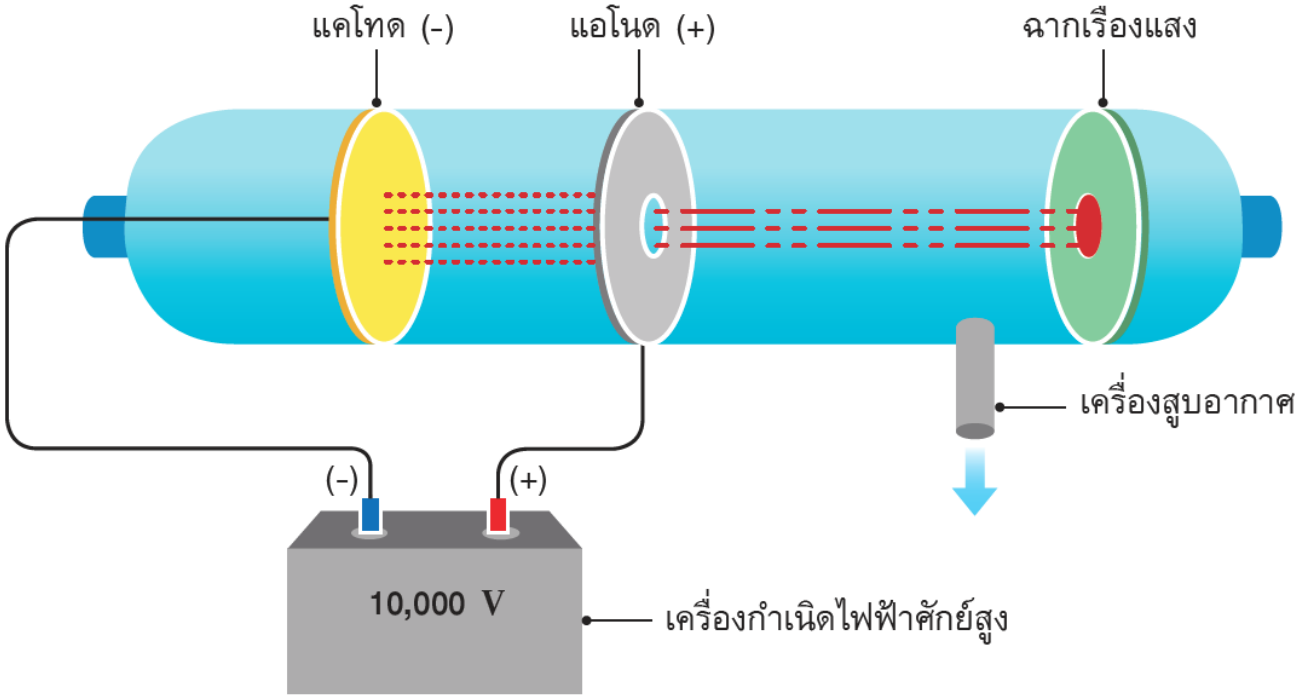


J. J. Thomson

ต่อมาในปี ค.ศ. 1897 เซอร์โจเซฟ จอห์น ทอมสัน (Sir Joseph John Thomson) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ ได้ **ทำการดัดแปลงหลอดรังสีแคโทด โดยทำการเจาะรูที่ตรงกลางขั้วแอโนดแล้วนำฉากเรืองแสงไปวางไว้ข้างหลังขั้วแอโนด**

การนำไฟฟ้าของแก๊สในหลอดรังสีแคโทด
** แก๊สนำไฟฟ้าได้เมื่ออยู่ในสภาวะที่มีความดันต่ำและความต่างศักย์สูงมาก

การทดลองของทอมสัน



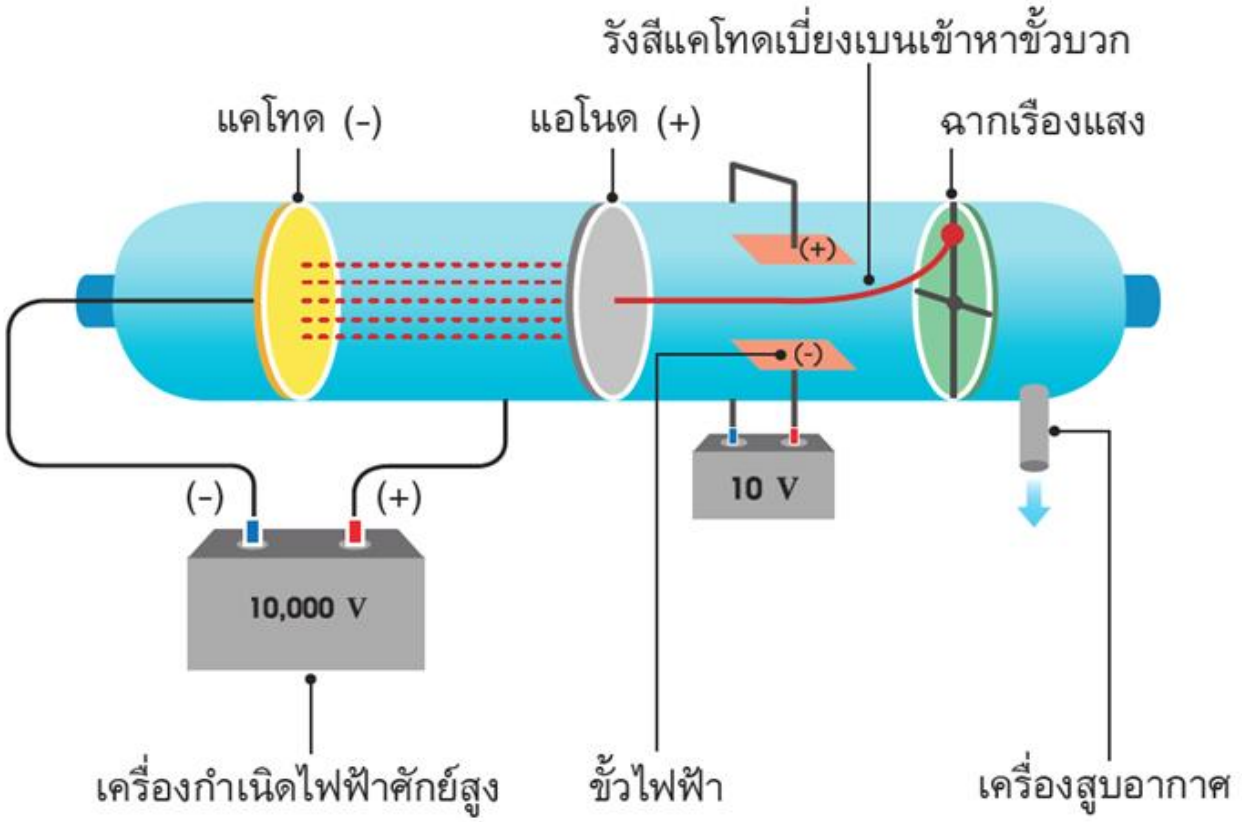
ภาพ : หลอดรังสีแคโทดที่เจาะรูตรงกลางที่ขั้วแอโนด

การทดลองของทอมสัน

- พบว่าเมื่อลดความดันลงจนเกือบเป็นสุญญากาศ จะมีจุดสว่างบนฉากเรืองแสง **ทอมสัน จึงตั้งสมมุติฐานว่า รังสี cathode เป็นอนุภาคที่มีประจุ ดังนั้น อนุภาคควรจะเบี่ยงเบนในสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้า**

- เมื่อนำสนามไฟฟ้าภายนอกมาล่อ **จุดสว่างบนฉากเรืองแสงจะเบี่ยงเบนเข้าหาขั้วบวกเสมอ** และเมื่อทดสอบในสนามแม่เหล็ก ปรากฏว่า **รังสีแคโทดเบี่ยงเบนในสนามแม่เหล็กเข้าหาขั้วเหนือ** เพราะฉะนั้น **ทอมสัน จึงสรุปว่า รังสี cathode ประกอบด้วยอนุภาคลบที่เคลื่อนที่ออกจาก ขั้ว cathode ในลักษณะเป็นรังสี**

การทดลองของทอมสัน



ภาพ : การต่อขั้วไฟฟ้าในหลอดรังสีแคโทด

การค้นพบอิเล็กตรอน

โดยค่อย ๆ เพิ่มอำนาจสนามแม่เหล็กจนรังสี cathode ไม่มีการเบี่ยงเบน แสดงว่าขณะนั้น ความแรงของสนามไฟฟ้ามีค่าเท่ากับ ความแรงสนามแม่เหล็ก และแรงทั้งสองมีทิศทางตรงข้ามกัน เมื่อนำแรงทั้งสองมาคำนวณหาอัตราส่วน ประจุต่อมวล (e/m) ของอนุภาคพบว่า ได้ค่าเท่ากับ 1.76×10^{8} คูลอมบ์/กรัม หรือ 1.76×10^{11} คูลอมบ์/กิโลกรัม ทอมสัน จึงสรุปว่า อนุภาคไฟฟ้าที่มีประจุลบเป็นองค์ประกอบของอะตอมของธาตุทุกชนิด และเรียกชื่ออนุภาคนี้ว่า อิเล็กตรอน (Electron)

จากการทดลองของทอมสันจึงค้านแบบจำลองอะตอมของดอลตัน
“อะตอมไม่ใช่สิ่งที่เล็กที่สุด
แต่ประกอบด้วยอิเล็กตรอนและอนุภาคอื่น”

การทดลองของทอมสัน

ทอมสัน ได้ทำการทดลองต่อ โดย

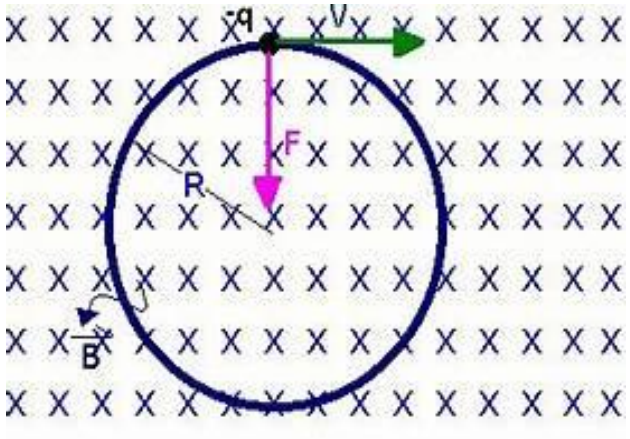
1. **เปลี่ยนแก๊สภายในหลอดรังสี cathode โดยโลหะที่ทำขั้วยังคงเดิม**
   พบว่าได้ผลการทดลองเช่นเดิม

2. **เปลี่ยนโลหะที่ใช้ทำขั้ว เป็นโลหะชนิดต่าง ๆ แต่ใช้แก๊สชนิดเดิม**
   พบว่าได้ผลการทดลองเช่นเดิม

สรุปได้ว่า

ไม่ว่าจะบรรจุแก๊สชนิดใด หรือใช้โลหะชนิดใดมาทำขั้ว หลอดรังสี cathode จะให้รังสี cathode ที่เป็นอนุภาคลบเหมือนกัน

การหาประจุต่อมวลของอนุภาครังสีแคโทดของทอมสัน



$$F_B = qvB$$

$$F_C = \frac{mv^2}{R}$$

$$F_C = F_B$$

$$\frac{mv^2}{R} = qvB$$

$$\frac{mv}{R} = qB$$

$$\frac{v}{RB} = \frac{q}{m}$$

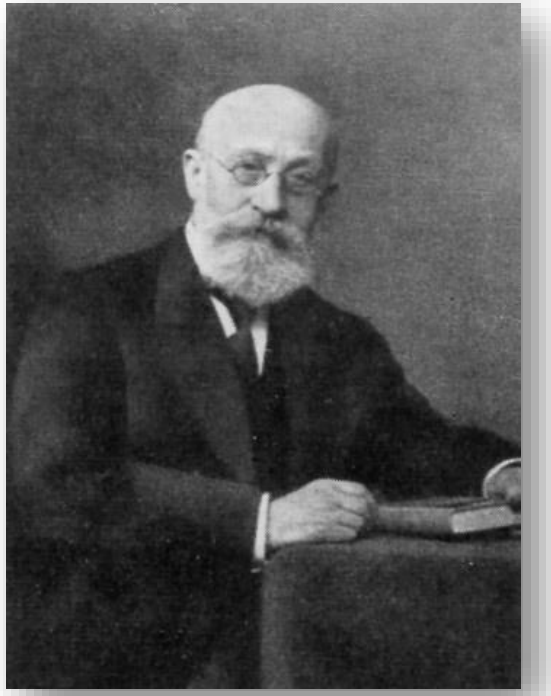
จาก $qvB = qE$

ได้ $v = \frac{E}{B}$

ดังนั้น $\frac{q}{m} = \frac{E}{B^2R}$

$= 1.76 \times 10^{11}$ C/kg

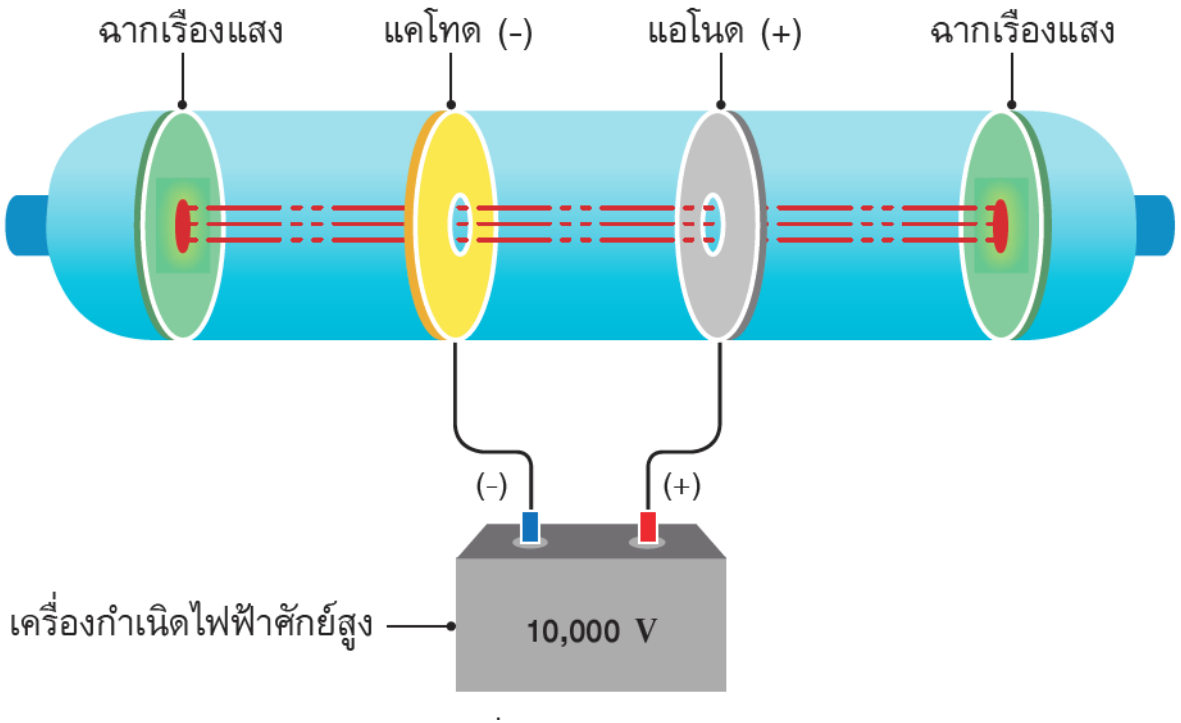
ออยเกิน โกลด์ชไตน์



Eugen Goldstein

ในปี ค.ศ. 1886 ออยเกิน โกลด์ชไตน์ (Eugen Goldstein) **ได้ดัดแปลงหลอดรังสีแคโทดใหม่ โดยเลื่อน cathode และ anode ที่เจาะรูมาไว้ตรงกลาง และมีฉากเรืองแสงอยู่ที่ปลายทั้งสองข้าง**

การทดลอง ออยเกิน โกลด์ชไตน์



ภาพ : หลอดรังสีแคโทดที่ปรับปรุงโดยออยเกิน โกลด์ชไตน์

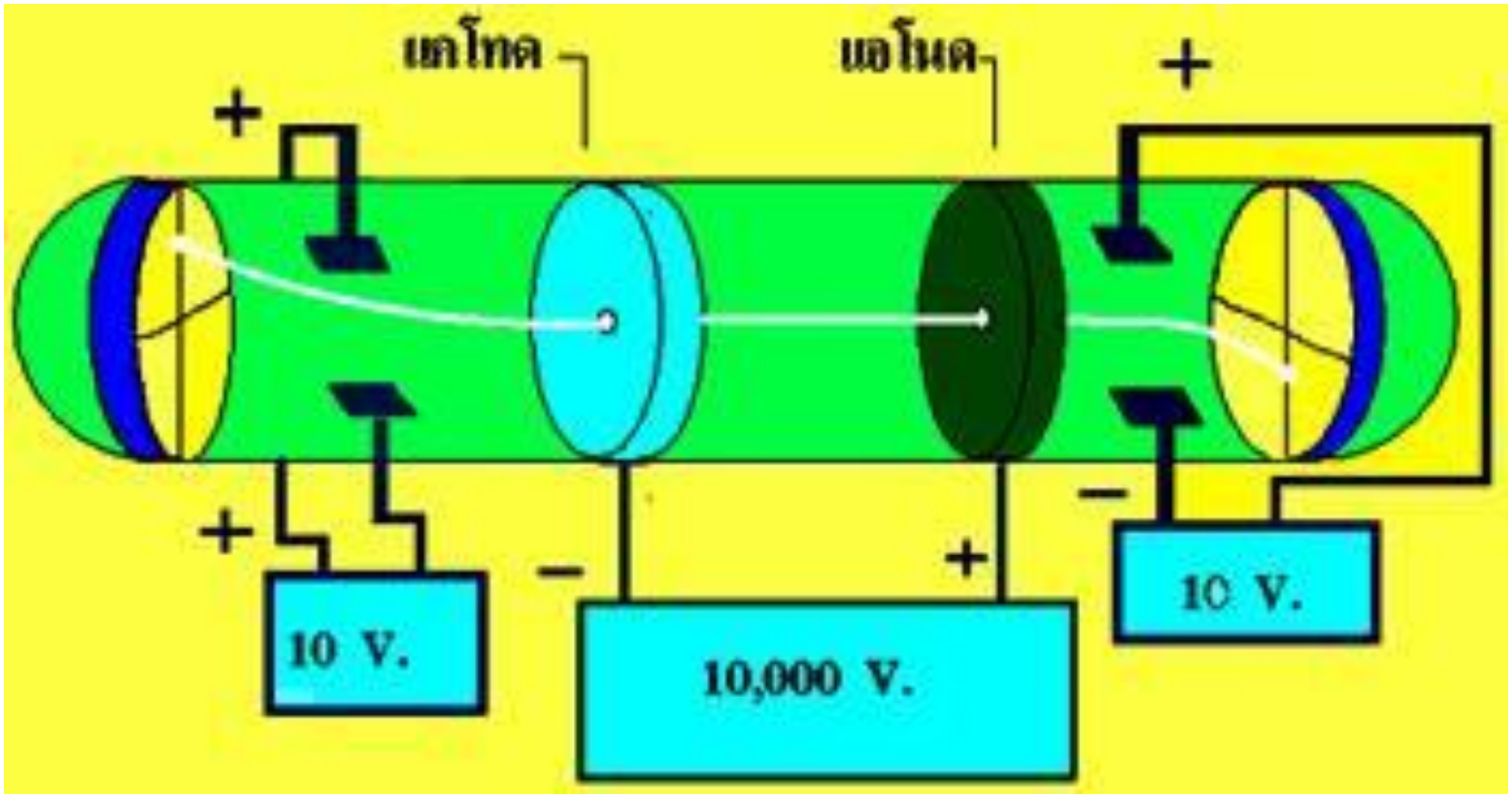
การทดลองที่ผสมผสานระหว่างทอมสันและโกลด์ชไตน์

ทอมสัน

อิเล็กตรอน

โกลด์ชไตน์

โปรตอน



การทดลอง ออยเกิน โกลด์ชไตน์

จากการทดลองของโกลด์ชไตน์ สรุปได้ว่า

- รังสีบวกหรืออนุภาคบวกเกิดจากแก๊สที่บรรจุภายในหลอดรังสีแคโทดซึ่ง สามารถเบี่ยงเบนได้ทั้งในสนามไฟฟ้า และสนามแม่เหล็ก

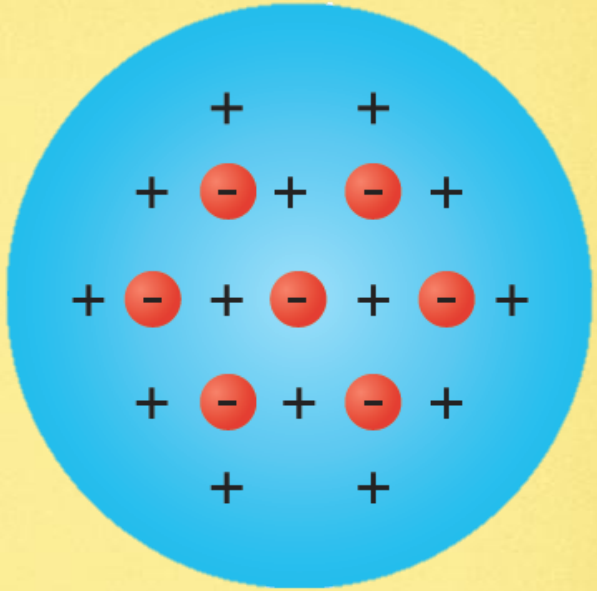
- รังสีบวกมีค่าอัตราส่วนประจุต่อมวลไม่คงที่ ขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊สที่บรรจุอยู่ภายในหลอดรังสีแคโทด

รังสีจากแอโนดเบนออกจากขั้วบวก เข้าหาขั้วลบ เรียกว่า *โปรตอน (p)*

แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

ทอมสัน เสนอมโนภาพของแบบจำลองอะตอมว่า

“อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลมซึ่งประกอบด้วยอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าบวก (โปรตอน) และอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าลบ (อิเล็กตรอน) กระจายอยู่ทั่วไปอะตอมในสภาพที่เป็นกลางทางไฟฟ้าจะมีประจุบวกเท่ากับประจุลบ”



ภาพ: ลักษณะแบบจำลองอะตอมของสอมสัน

รอเบิร์ต แอนดรูส์ มิลลิแกน

Robert Andrews Millikan

ในปี ค.ศ. 1908

รอเบิร์ต แอนดรูส์ มิลลิแกน

(Robert Andrews Millikan)

นักวิทยาศาสตร์ชาวอเมริกา ได้ทำการทดลอง

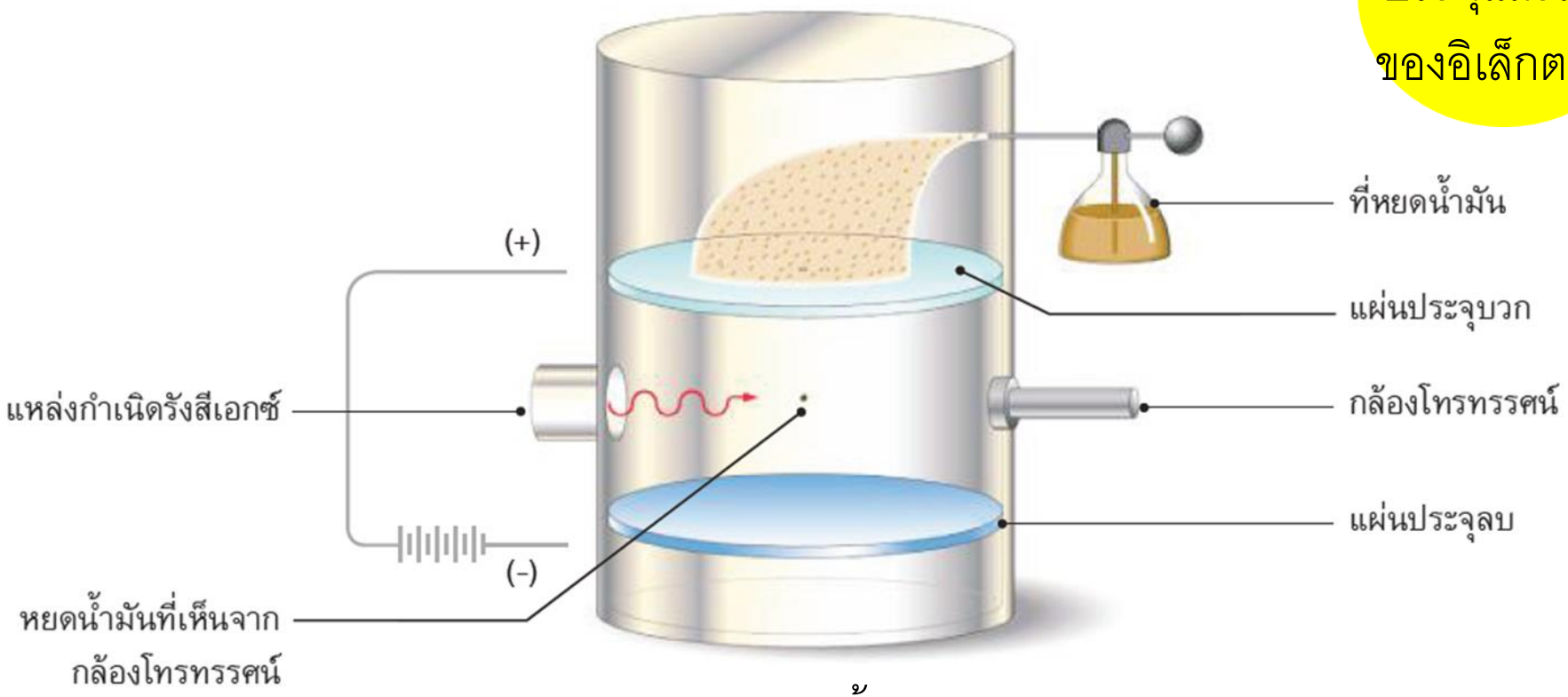
ชื่อว่า

“การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน”

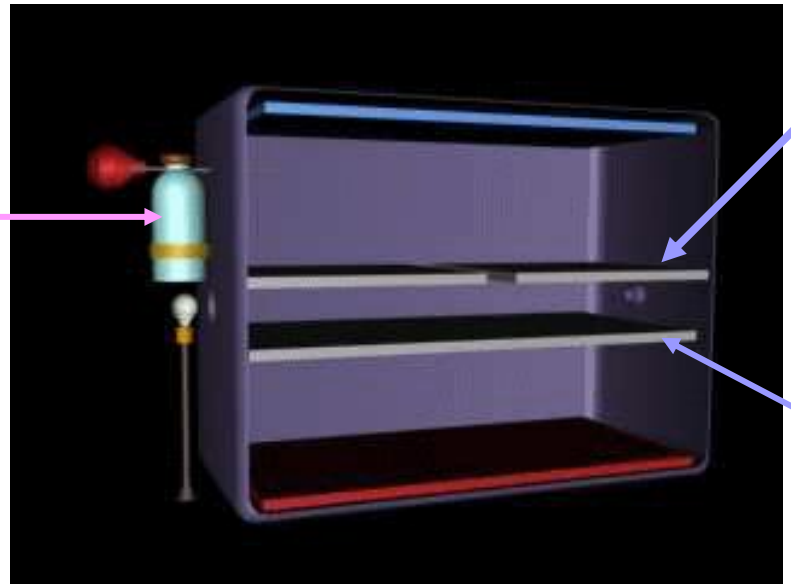
(Millikan oil–drops experiment)

การทดลองของมิลลิแกน

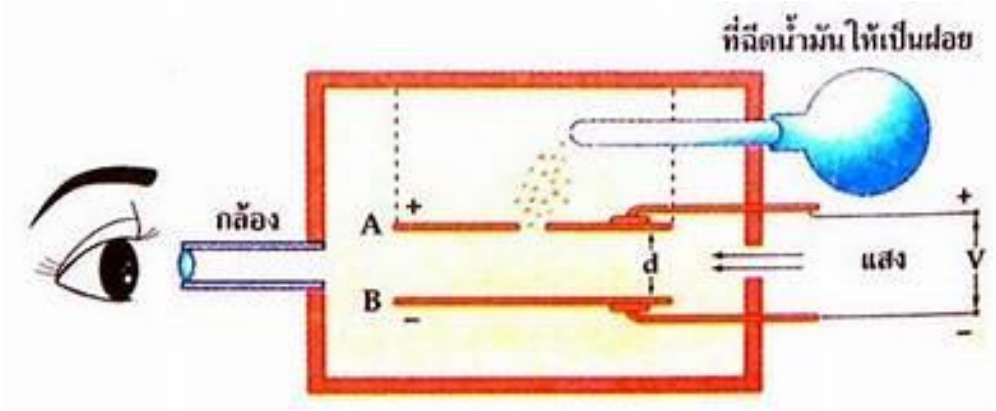
การหาค่าประจุและมวลของอิเล็กตรอน

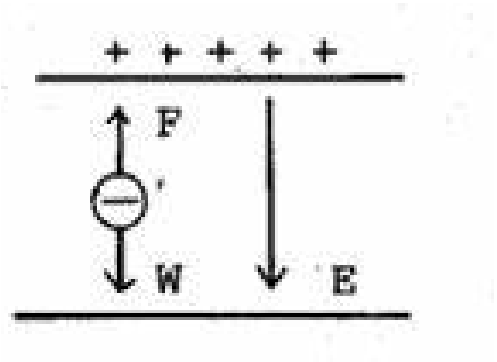


ภาพ : การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน



มิลลิแกนคำนวณหาค่าประจุอิเล็กตรอน(e) เท่ากับ 1.6×10^{-19} คูลอมบ์ เสมอ





$$F_E = W$$

$$qE = mg$$

$$E = \frac{V}{d}$$

$$q\frac{V}{d} = mg$$

$$q = \frac{mgd}{V}$$

$$q = e = 1.602 \times 10^{-19}\ C$$

การหาค่ามวลของอิเล็กตรอน

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

จากการทดลองของทอมสัน $e/m = 1.76 \times 10^{11}$ คูลอมบ์/กิโลกรัม

ดังนั้น $m = (1.60 \times 10^{-19}$ คูลอมบ์ $)/(1.76 \times 10^{11}$ คูลอมบ์/กิโลกรัม$) = 9.11 \times 10^{-31}$ กิโลกรัม

เราจะทราบมวลของอิเล็กตรอน เท่ากับ 9.11×10^{-31} กิโลกรัม

ตัวอย่างที่ 1 จงหามวลของอิเล็กตรอน 1 โมล เมื่ออิเล็กตรอน 1 โมล จะมี 6.02×10^{23} ตัว

วิธีทำ อิเล็กตรอน 1 ตัว มีมวล 9.1×10^{-28} กรัม

อิเล็กตรอน 6.02×10^{23} ตัว มีมวล $9.1 \times 10^{-28} \times 6.02 \times 10^{23}$ กรัม

$= 5.4 \times 10^{-4}$ กรัม

มวลของอิเล็กตรอน 1 โมล เท่ากับ 5.4×10^{-4} กรัม

ตัวอย่างที่ 2 ถ้ามีอิเล็กตรอน 4.8×10^{21} คูลอมบ์ จะมีอิเล็กตรอนจำนวนเท่าใด

วิธีทำ ประจุอิเล็กตรอน 1.6×10^{-19} คูลอมบ์ จะมี 1 ตัว

ประจุอิเล็กตรอน 4.8×10^{21} คูลอมบ์ จะมี $= 3 \times 10^{40}$ ตัว

อิเล็กตรอนมีจำนวน 3×10^{40} ตัว

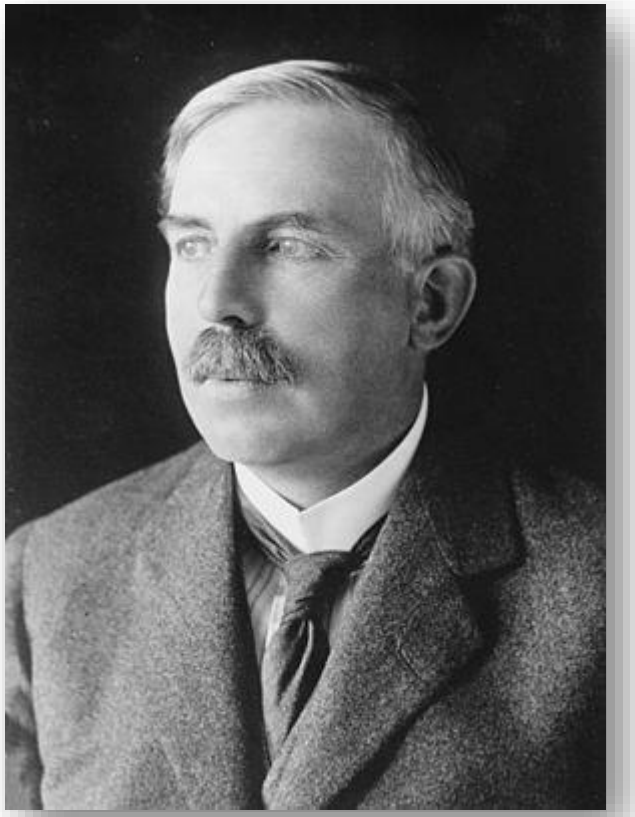
ตัวอย่างที่ 3 อิเล็กตรอน 2.73 กรัม จะมีประจุเท่าใด

วิธีทำ อิเล็กตรอน 9.1×10^{-28} กรัม จะมีประจุ 1.6×10^{-19} คูลอมบ์

อิเล็กตรอน 2.73 กรัม จะมีประจุ $= 4.8 \times 10^{8}$ คูลอมบ์

อิเล็กตรอนมีประจุ 4.8×10^{8} คูลอมบ์

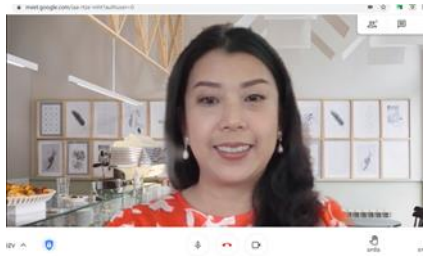
การศึกษาธรรมชาติของรังสีที่เกิดจากสารกัมมันตรังสี



Lord Ernest Ruthetford

ร่วมกับเพื่อนร่วมงานชื่อ ฮันส์ ไกเกอร์ และ
นักศึกษาปริญญาตรีชื่อ เออร์เนส มาร์สเดน

ลอร์ดเออร์เนสต์ รัทเทอร์ฟอร์ด (Lord Ernest Ruthetford) นักวิทยาศาสตร์ชาวนิวซีแลนด์ได้ทำการการศึกษาธรรมชาติของรังสีที่เกิดจากสารกัมมันตรังสี พบว่ามี 3 ชนิด α-ray, β-ray, γ-ray

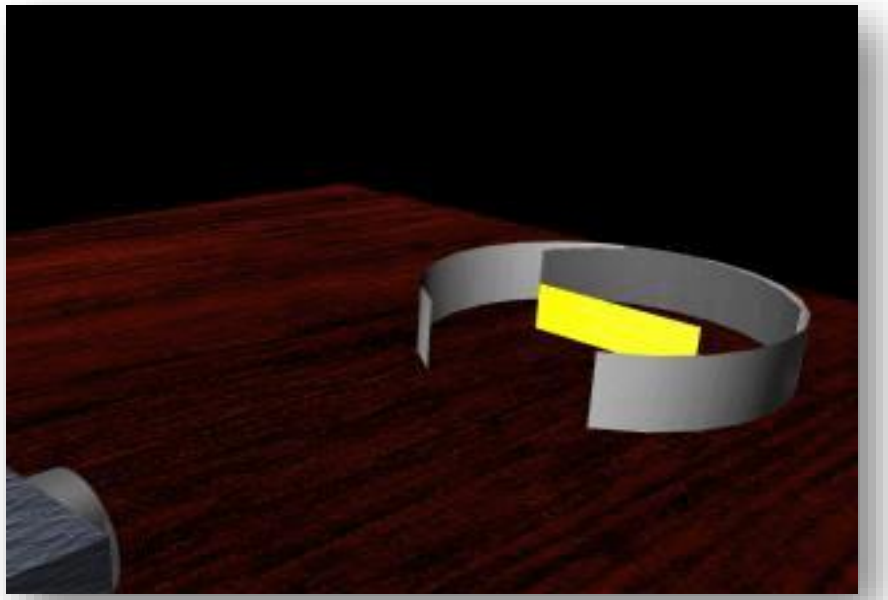


การทดลองการเคลื่อนที่ของอนุภาคแอลฟา

ค.ศ. 1911

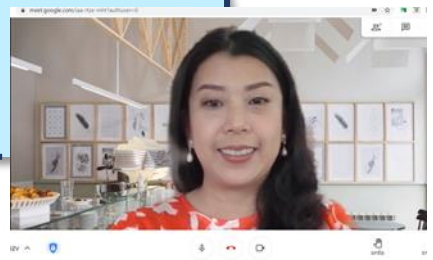
- ลอร์ดเออร์เนสต์ รัทเทอร์ฟอร์ด (Lord Ernest Ruthertford)
- ฮันส์ ไกเกอร์ (Hans Geiger)
- เออร์เนสต์ มาร์สเดน (Ernest Marsden)

ร่วมกันทดลองเกี่ยวกับทิศทางการเคลื่อนที่ของอนุภาคแอลฟาที่ประเทศอังกฤษ

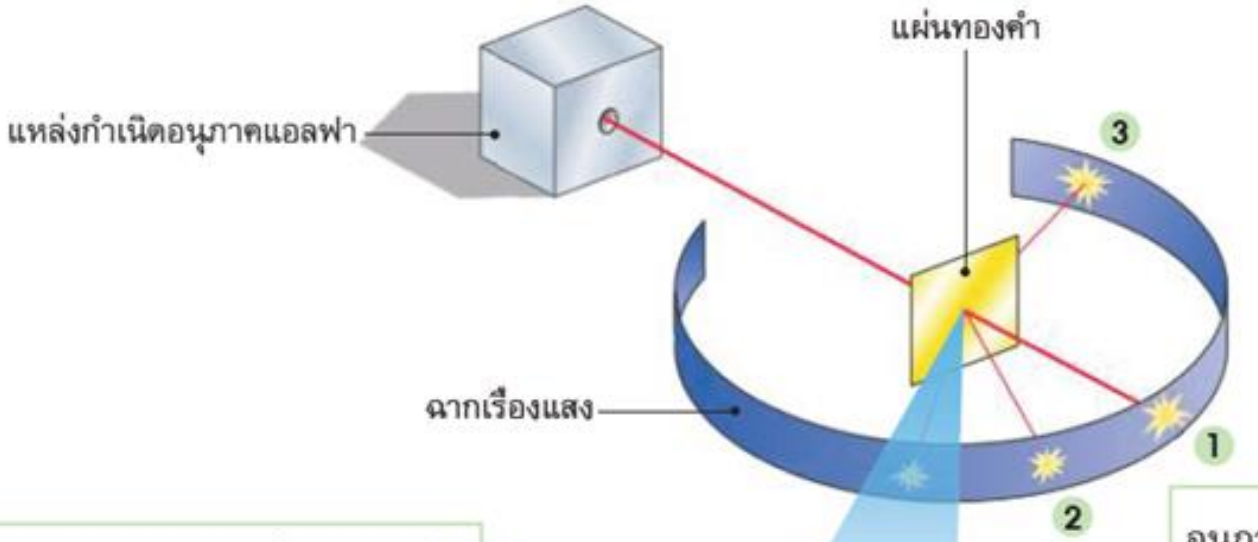


ในการทดลอง Rutherford ได้ใช้อนุภาคแอลฟายิงไปยังแผ่นโลหะทองคำบาง ๆ และใช้ฉากเรืองแสง เป็นฉากรับ

ทดลองยิงอนุภาคแอลฟาไปยังแผ่นทองคำ

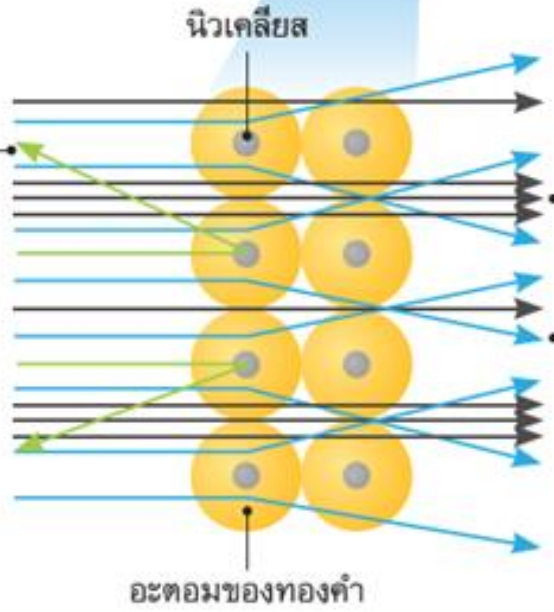


การทดลองการเคลื่อนที่ของอนุภาคแอลฟา



อนุภาคแอลฟาจำนวนน้อยมากเกิดการสะท้อนกลับ เมื่อมาชนกับอนุภาคบริเวณตรงกลางของอะตอม

3

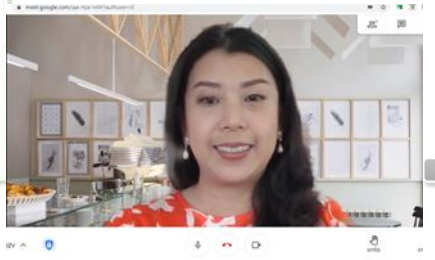


อนุภาคแอลฟา (อนุภาคบวก) ส่วนใหญ่วิ่งผ่านแผ่นทองคำเป็นแนวเส้นตรง แสดงว่าภายในอะตอมต้องมีที่ว่างอยู่เป็นบริเวณกว้าง

1

อนุภาคแอลฟาส่วนน้อยเบนออกจากแนวเส้นตรง แสดงว่าบริเวณตรงกลางของอะตอมน่าจะมีอนุภาคที่มีประจุบวกและมีมวลสูงมากกว่าอนุภาคแอลฟา เมื่ออนุภาคแอลฟาเข้าใกล้จึงเกิดการเลี้ยวเบน

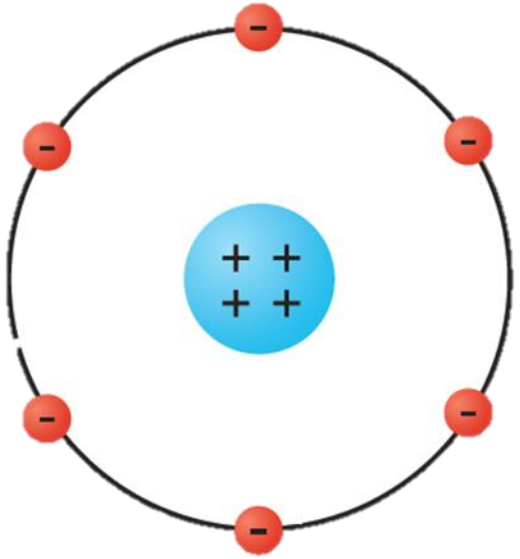
2



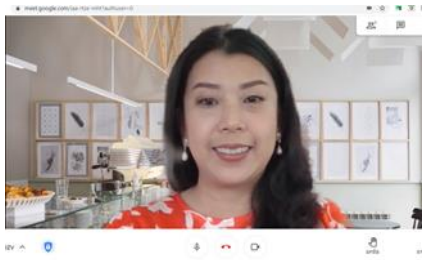
สรุปผลการทดลอง

- ☺ ส่วนใหญ่จะเดินทางเป็นเส้นตรง แสดงว่าภายในอะตอมมีที่ว่างมาก
- ☺ ส่วนน้อยจะมีการเบี่ยงเบนทิศทาง แสดงเฉียดเข้าใกล้อนุภาคที่มีประจุบวก
- ☺ นาน ๆ ครั้งจะมีการสะท้อนกลับอย่างแรงแสดงว่าภายในอะตอมมีอนุภาคที่มีมวลและขนาดเล็ก

รัทเทอร์ฟอร์ด เสนอมโนภาพขอแบบจำลองอะตอมว่า “*อะตอมประกอบด้วยโปรตอนที่มีประจุเป็นบวก มีมวลมาก รวมกันอยู่ตรงกลาง เรียกว่า นิวเคลียส และนิวเคลียสมีขนาดเล็กมาก ส่วนอิเล็กตรอนที่มีประจุลบมีมวลน้อยจะเคลื่อนที่อยู่รอบๆนิวเคลียสเป็นบริเวณกว้าง*”



ภาพ: ลักษณะแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

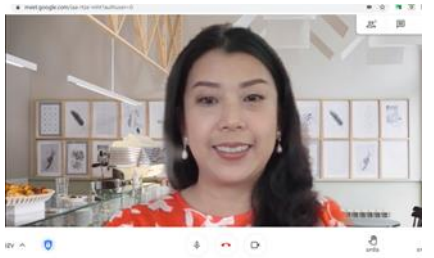


เจมส์ แชดวิก

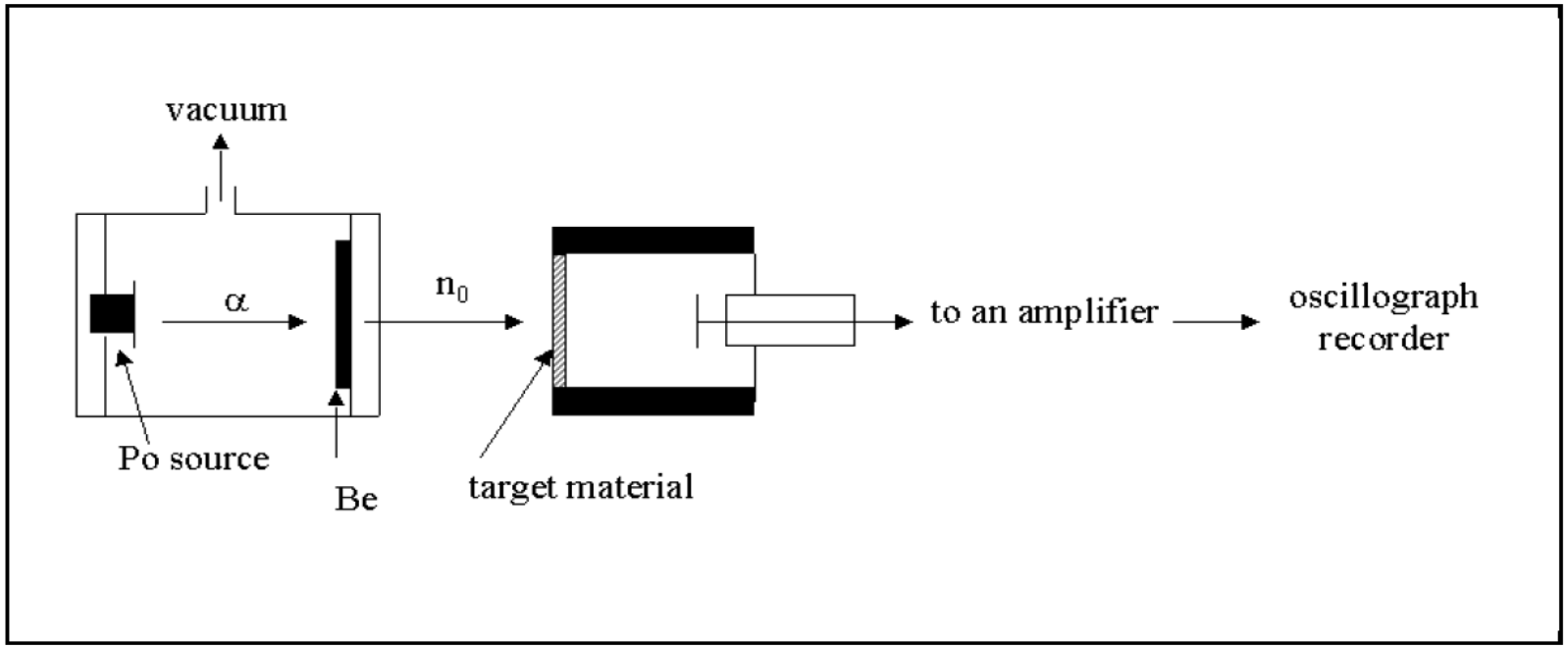
James Chadwick

ต่อมาในปี ค.ศ. 1932 เจมส์ แชดวิก (James Chadwick) นักวิทยาศาสตร์อังกฤษได้เสนอว่ารังสีที่ชนแผ่นพาราฟิน จนได้โปรตอนออกมา แสดงว่าอะตอมจะต้องประกอบไปด้วยอนุภาคมากกว่าโปรตอนและอิเล็กตรอน และตั้งชื่อให้อนุภาคใหม่ที่พบว่า **นิวตรอน** นอกจากนี้ แชดวิกยังได้พิสูจน์ว่าอนุภาคนิวตรอนไม่มีประจุ และคำนวณได้ว่า นิวตรอนมีมวลใกล้เคียงกับโปรตอน 1.674×10^{-27} กิโลกรัม

ทดลองยิงอนุภาคแอลฟาไปที่แผ่นบางของเบริลเลียม



การค้นพบนิวตรอนของแชดวิค

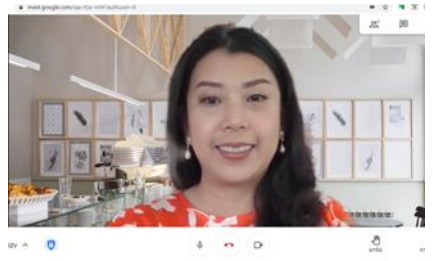


การค้นพบนิวตรอนของแชดวิค

- การทดลองยิงอนุภาคแอลฟาผ่านแผ่นโลหะ
- ก่อนและหลังการยิงอะตอมเบริลเลียมด้วยอนุภาคแอลฟา

ปฏิกิริยานิวเคลียร์ที่เกิดขึ้นเขียนได้ดังสมการ

$$^{9}Be + {}^{4}He \rightarrow {}^{12}C + {}^{1}n$$

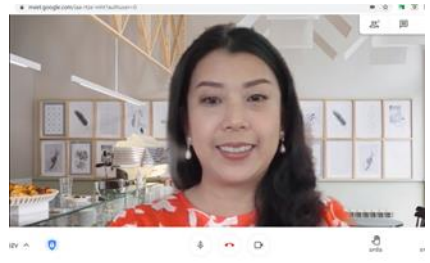


การค้นพบนิวตรอนของแชดวิค

จากความรู้ในเรื่องของแบบจำลองอะตอม ทำให้ทราบว่าอะตอมของธาตุ ประกอบด้วย

1. อิเล็กตรอน ค้นพบโดย ทอมสัน
2. โปรตอน ค้นพบโดย โกลด์ชไตน์
3. นิวตรอน ค้นพบโดย แชดวิก

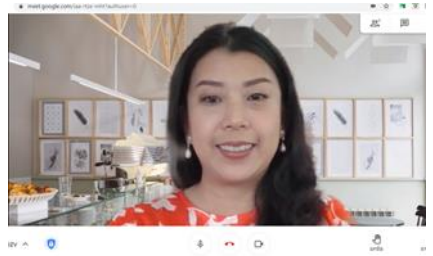
โดยเรียกอนุภาคทั้ง 3 ชนิดนี้ว่า **อนุภาคมูลฐานของอะตอม** ซึ่งสัญลักษณ์ มวล และประจุไฟฟ้าของอนุภาคมูลฐานของอะตอม แสดงดังตาราง



อนุภาคมูลฐานของอะตอม

ตารางแสดง สมบัติอนุภาคมูลฐานของอะตอม ดังนี้

อนุภาค	สัญลักษณ์	มวล(กรัม)	เปรียบเทียบมวลกับอิเล็กตรอน	ประจุไฟฟ้า (คูลอมบ์)	ชนิดของประจุไฟฟ้า
อิเล็กตรอน	e	9.109×10^{-28}	1	1.602×10^{-19}	-1
โปรตอน	p	1.672×10^{-24}	1836	1.602×10^{-19}	+1
นิวตรอน	n	1.674×10^{-24}	1839	-	0



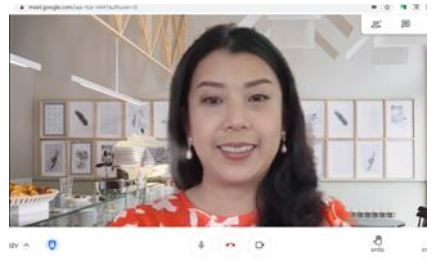
เลขมวล เลขอะตอม ไอโซโทป

เลขอะตอม (Atomic number) ใช้สัญลักษณ์เป็น Z หมายถึง ตัวเลขที่แสดงจำนวนโปรตอนที่มีอยู่ในนิวเคลียสของธาตุ **ในอะตอมที่เป็นกลาง จำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน**

เลขมวล (Mass number) ใช้สัญลักษณ์เป็น A หมายถึงผลรวมของจำนวนโปรตอน และนิวตรอนในนิวเคลียส

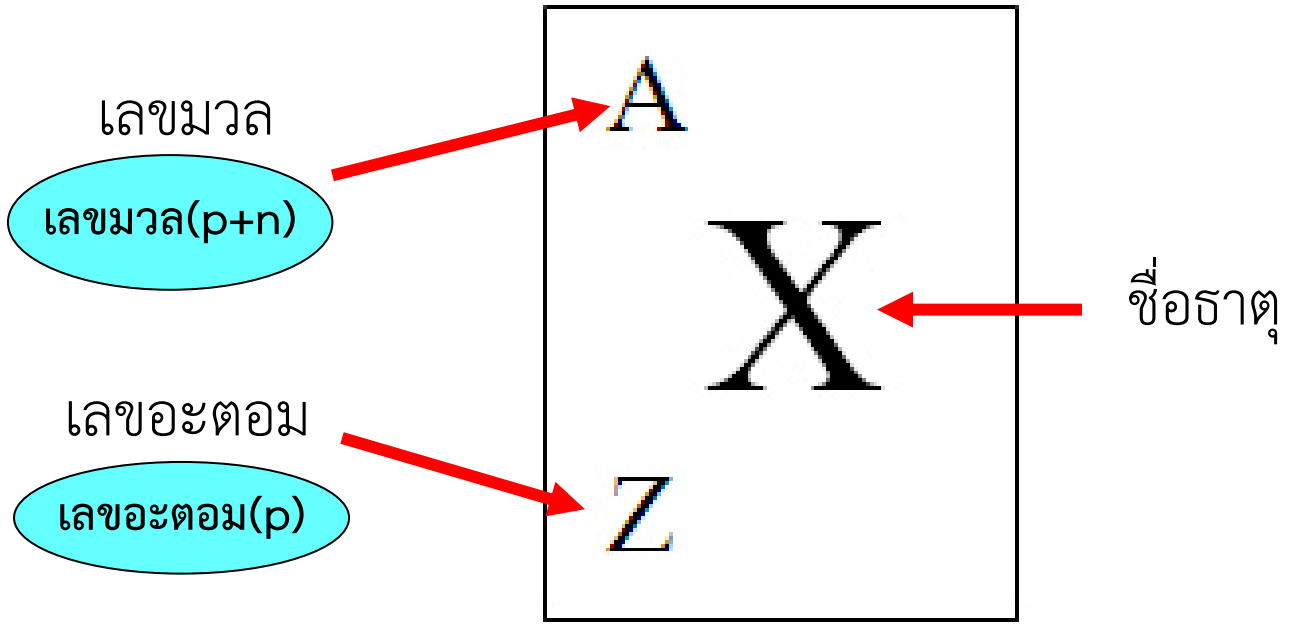
ชื่อธาตุ ใช้สัญลักษณ์ X

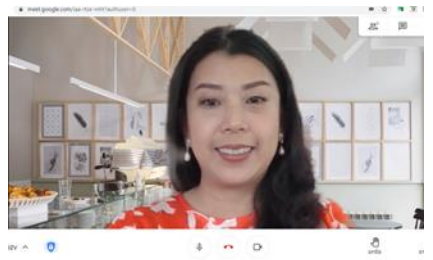
จะสามารถหาความสัมพันธ์ระหว่างเลขอะตอม เลขมวล และจำนวนนิวตรอน ได้โดยการเขียนสัญลักษณ์นิวเคลียร์



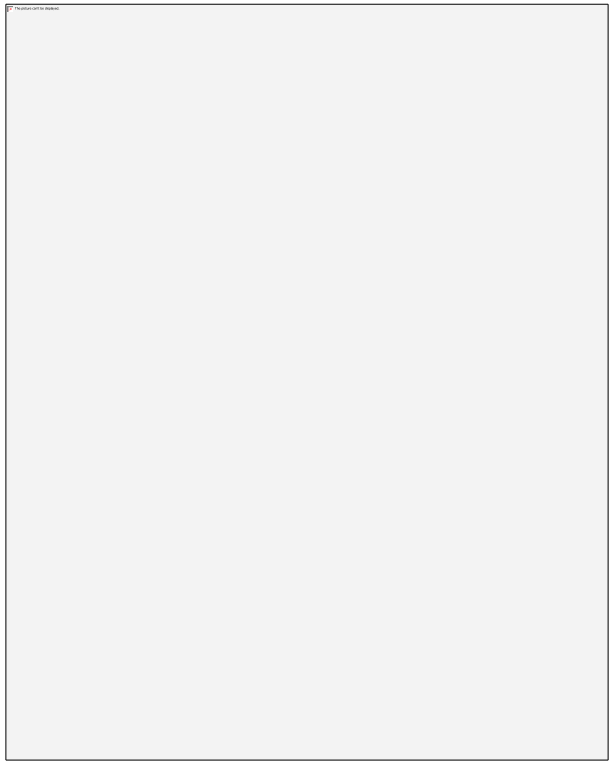
สัญลักษณ์นิวเคลียร์

การเขียนสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ เพื่อแสดงรายละเอียดที่เกี่ยวข้องกับอนุภาคที่อยู่ภายในนิวเคลียสของอะตอม มีวิธีการเขียน ดังนี้





ตัวอย่าง



ดังนั้น อะตอมของธาตุลิเทียม (Li)

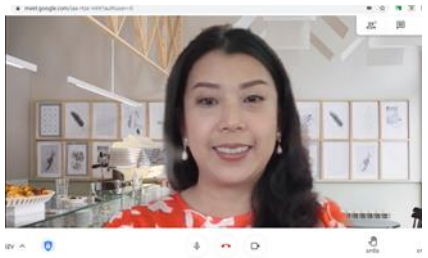
มีจำนวนโปรตอน = 3 ตัว

อิเล็กตรอน = 3 ตัว

และนิวตรอน = 4 ตัว

จำนวนนิวตรอน = เลขมวล - จำนวนโปรตอน

หรือ = เลขมวล - เลขอะตอม



สัญลักษณ์นิวเคลียร์

ถ้า**อะตอมเป็นกลาง** จำนวนอิเล็กตรอนเท่ากับจำนวนโปรตอน

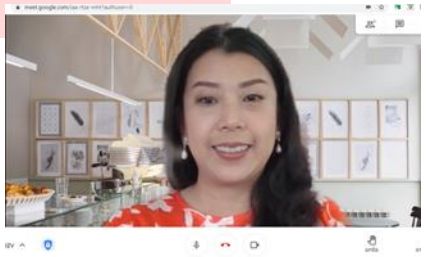
∴ เลขอะตอม = จำนวนโปรตอน = จำนวนอิเล็กตรอน

แต่ถ้า**อะตอมไม่เป็นกลาง** จำนวนอิเล็กตรอนจะไม่เท่ากับโปรตอน

เช่น ไอออนบวก จะมีโปรตอน > อิเล็กตรอน

ไอออนลบ จะมีโปรตอน < อิเล็กตรอน

∴ เลขอะตอม = จำนวนโปรตอน ≠ จำนวนอิเล็กตรอน

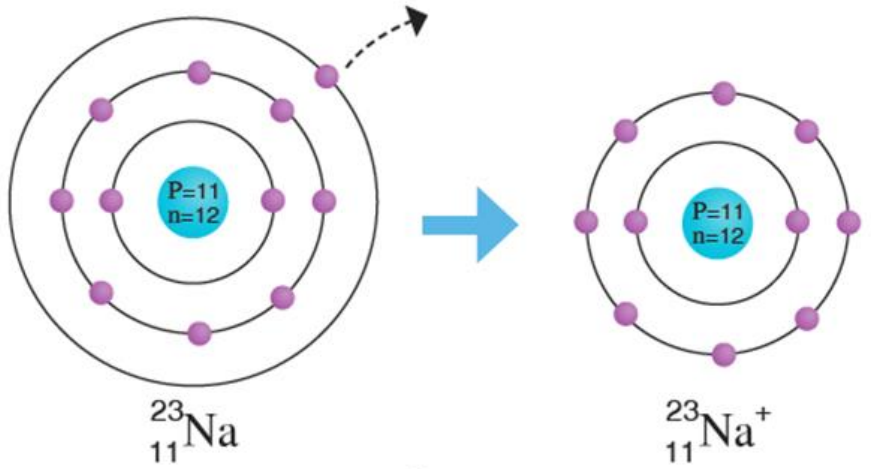


สัญลักษณ์นิวเคลียร์

อะตอมไม่เป็นกลาง

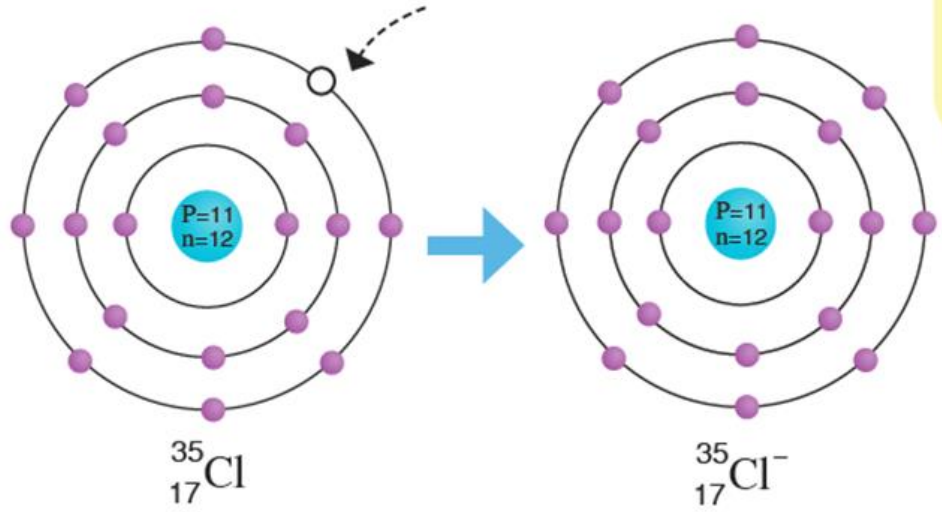
1. ไอออนบวก

ไอออนที่มีจำนวนโปรตอน**มากกว่า**จำนวนอิเล็กตรอน

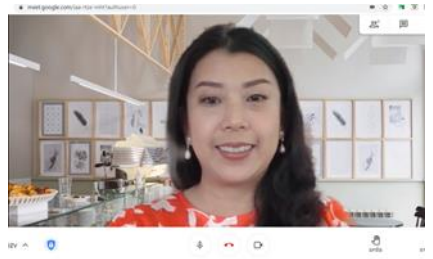


2. ไอออนลบ

ไอออนที่มีจำนวนโปรตอน**น้อยกว่า**จำนวนอิเล็กตรอน



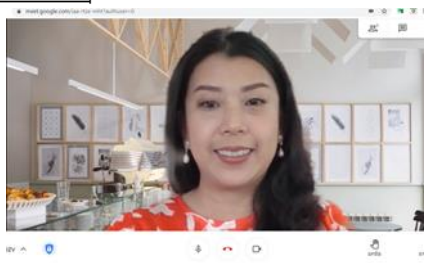
จากภาพจะเห็นว่าการเปลี่ยนแปลงจากอะตอมของธาตุไปเป็นไอออนนั้นเกิดขึ้นจากการเปลี่ยนแปลงของอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุแต่ละชนิด โดยจะไม่เกี่ยวข้องกับการเปลี่ยนแปลงจำนวนโปรตอน



ไอโซโทป ไอโซโทน และไอโซบาร์

การศึกษาเกี่ยวกับอนุภาคมูลฐานของธาตุแต่ละชนิด พบว่า ส่วนมากมวลอะตอมของธาตุแต่ละชนิดจะไม่เท่ากัน นั่นหมายความว่า แต่ละอะตอมของธาตุมีจำนวนนิวตรอนไม่เท่ากัน จึงทำให้อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันมีเลขมวลต่างกัน แต่มีจำนวนโปรตอนหรือเลขอะตอมเท่ากัน ซึ่งเรียกอะตอมของธาตุเหล่านั้นว่า **ไอโซโทป (Isotope)**

สัญลักษณ์นิวเคลียร์	จำนวนอิเล็กตรอน	จำนวนโปรตอน	จำนวนนิวตรอน	เลขมวล
$^{12}_{6}C$	6	6	6	12
$^{13}_{6}C$	6	6	7	13
$^{14}_{6}C$	6	6	8	14



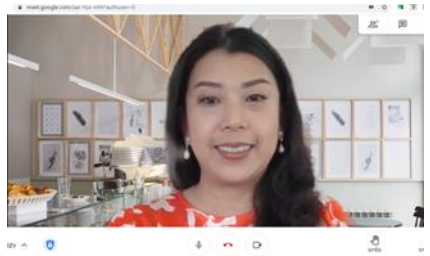
ไอโซโทป ไอโซโทน และไอโซบาร์

นอกจากนี้ยังพบว่าถ้าธาตุต่างชนิดกันที่มีจำนวน นิวตรอนเท่ากัน แต่มีเลขมวลและเลขอะตอมไม่เท่ากัน จะเรียกอะตอมของธาตุคู่นั้นว่า **ไอโซโทน (Isotones)**

ธาตุ	เลขมวล	เลขอะตอม	นิวตรอน
$^{18}_{8}O$	18	8	10
$^{19}_{9}F$	19	9	10

ธาตุต่างชนิดกันที่มี เลขมวลเท่ากัน แต่มีเลขอะตอมและจำนวนนิวตรอนไม่เท่ากัน จะเรียกอะตอมของธาตุคู่นั้นว่า **ไอโซบาร์ (Isobar)**

ธาตุ	เลขมวล	เลขอะตอม	นิวตรอน
$^{30}_{15}P$	30	15	15
$^{30}_{14}Si$	30	14	16

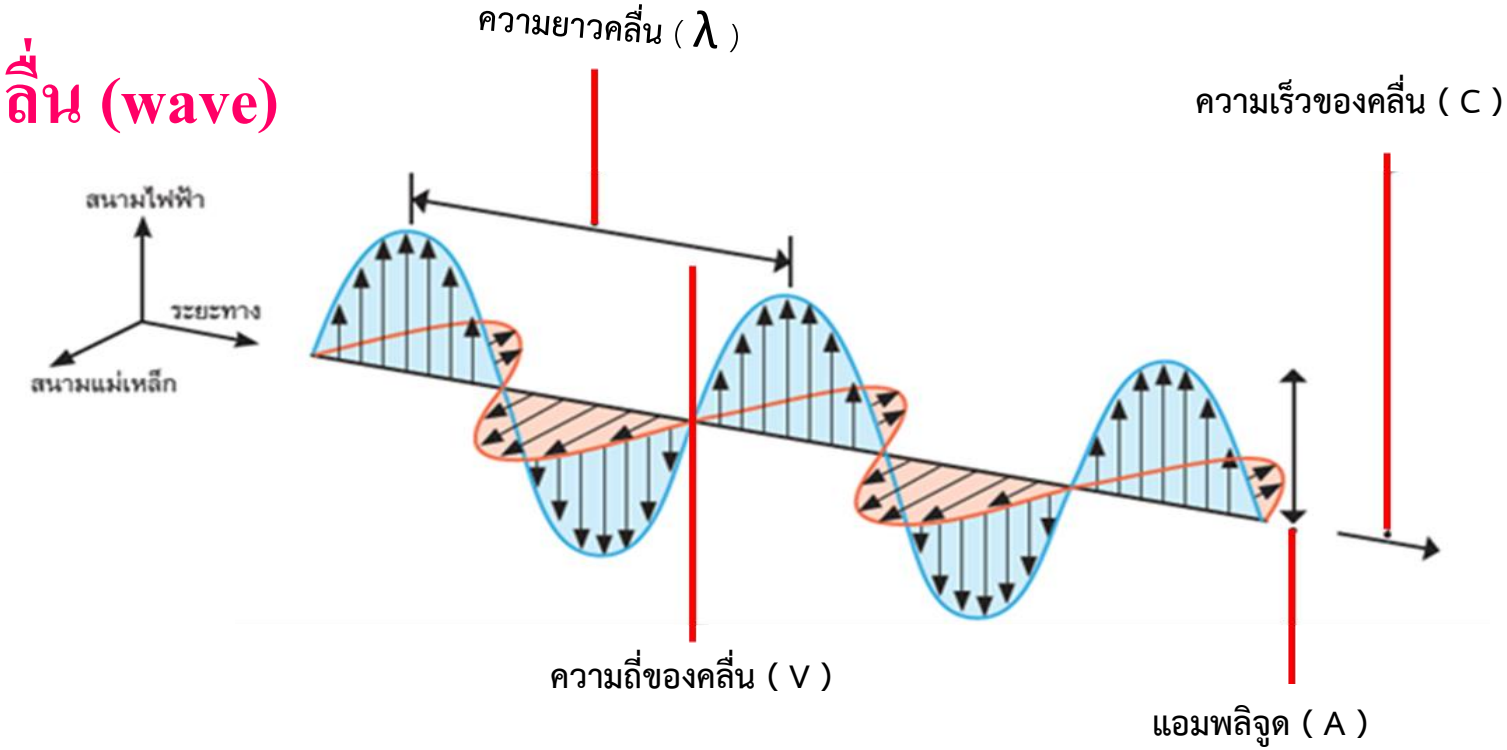


Niels Bohr (ค.ศ.1885 - 1962)

ศึกษาสเปกตรัมของธาตุ

สเปกตรัม (spectrum) คือ ผลที่ได้รับจากพลังงานคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าที่มีความยาวคลื่นและความถี่ต่างๆ เป็นอนุกรมของแถบสีหรือเส้นที่ได้จากการผ่านพลังงานรังสีเข้าไปใน สเปกโตรสโคป ซึ่งทำให้พลังงานรังสีแยกออกเป็นแถบ หรือเป็นเส้นที่มีความยาวคลื่นต่างๆ

คลื่น (wave)



องค์ประกอบของคลื่น

1. ความยาวคลื่น (λ) คือ ระยะทางที่คลื่นเคลื่อนที่ครบ 1 รอบพอดี หน่วยของความยาวคลื่นมีหน่วยเป็น เมตร(m) หรือ นาโนเมตร(nm)

2. ความถี่ (ν) หรือ f คือ จำนวนคลื่นที่เคลื่อนที่ผ่านจุดจุดหนึ่งในหนึ่งหน่วยเวลา (ใช้หน่วยเป็นวินาที) ซึ่งมีหน่วยเป็น รอบ/วินาที หรือ Hz (เฮิรตซ์)

จากการศึกษาเรื่องคลื่นจะได้ความสัมพันธ์ระหว่างความยาวคลื่นและความถี่ของคลื่นดังนี้

$$f \propto \frac{1}{\lambda}$$

เขียนเป็นสมการได้ดังนี้

$$f = \frac{C}{\lambda}$$

เมื่อ f = ความถี่

C = ความเร็วแสงในสุญญากาศ = 3×10^8 m/s

λ = ความยาวคลื่น

จากการศึกษาพลังงานคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าของ มักซ์ พลังค์ (Max Planck) ได้เสนอว่า คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้ามีสมบัติเป็นอนุภาคได้ และเรียกอนุภาคนั้นว่า “โฟตอน” แต่ละโฟตอนมีปริมาณของพลังงานเฉพาะ ขึ้นอยู่กับความถี่ของแสง

สรุปว่า

$$E \propto f$$

$$E = hf$$

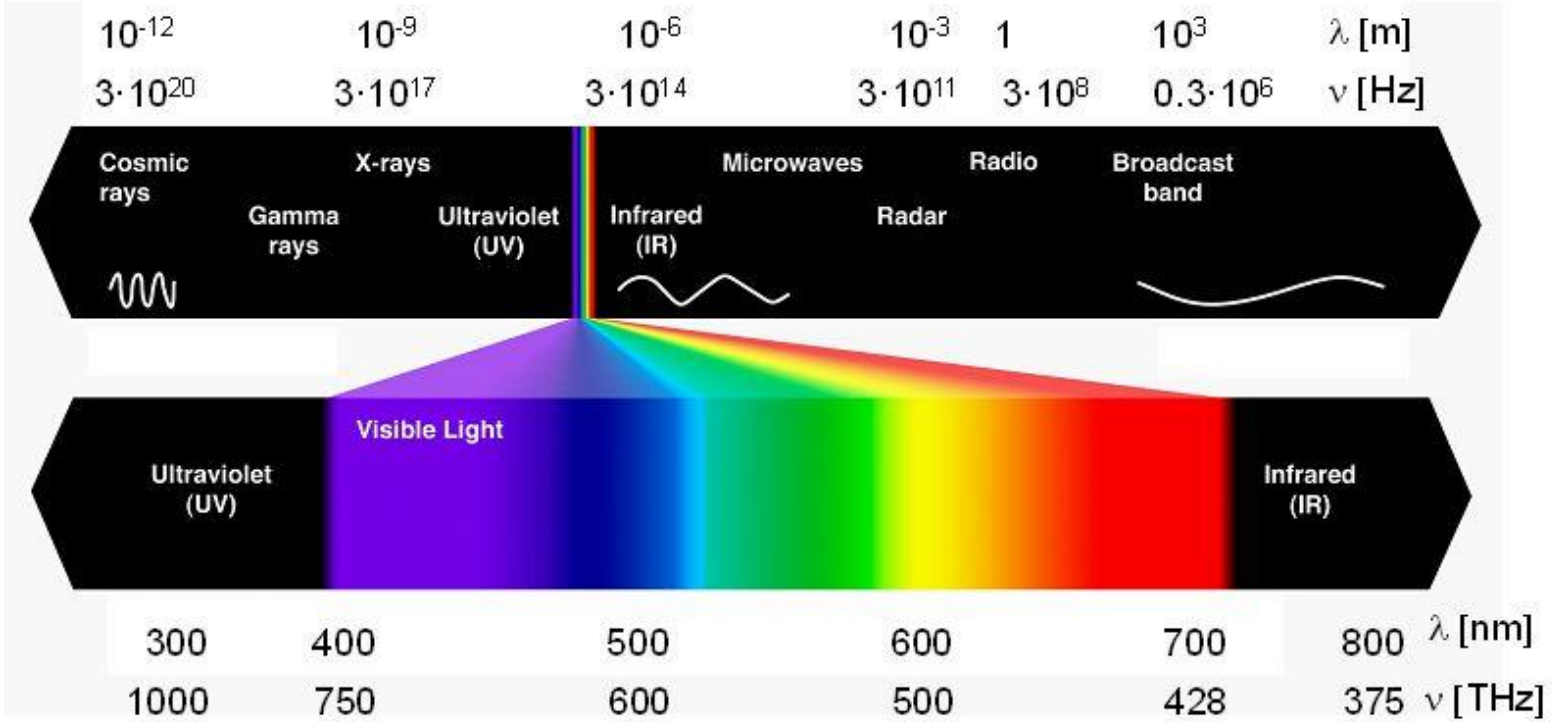
E เป็นพลังงาน มีหน่วยเป็นจูล (J)

f คือ ความถี่ของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้ามีหน่วยเป็น s^{-1} หรือเฮิรตซ์ (Hz)

h คือ ค่าคงที่ของพลังค์ มีค่า 6.626×10^{-34} จูลวินาที (J.s)

สเปกตรัมแม่เหล็กไฟฟ้า (Electromagnetic spectrum)

คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าที่มีความยาวคลื่นต่าง ๆ กัน และมีความถี่ต่อเนื่องกันเป็นช่วงกว้างมีทั้งที่มองเห็นได้และมองไม่เห็น รวมกันเรียกว่า **สเปกตรัมแม่เหล็กไฟฟ้า** ซึ่งเรียงลำดับจากความถี่สูงสุดไปยังความถี่ต่ำสุดได้ ดังรูป



สเปกตรัม (Spectrum)

แสงที่ประสาทตามนุษย์สามารถรับรู้ได้มีความยาวคลื่นอยู่**ระหว่าง 400 – 700 นาโนเมตร** ซึ่งประกอบด้วยแสงสีต่าง ๆ กัน แต่ประสาทตาของมนุษย์ไม่สามารถแยกแสงที่มองเห็น จากดวงอาทิตย์ออกเป็นสีต่าง ๆ ได้ ทำให้มองเห็นเป็นสีรวมกัน เรียกว่า **“แสงขาว” (Visible light)**

เมื่อแสงขาวเดินทางผ่านปริซึม แสงขาวจะแยกออกเป็นสีรุ้งต่อเนื่องกัน เรียกปรากฏการณ์นี้ว่า **สเปกตรัมของแสงขาว** ซึ่งช่วงความยาวคลื่นและความถี่ของสีต่าง ๆ ในแถบสเปกตรัมของแสงขาว

แถบสเปกตรัมของแสงขาว

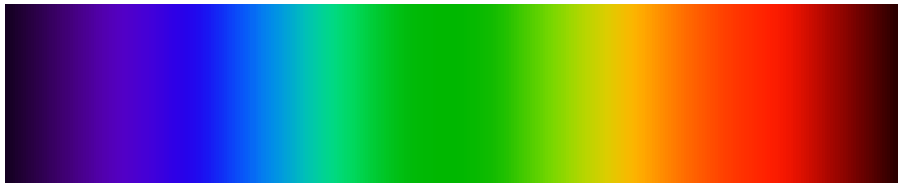
ตาราง แสดงแถบสเปกตรัมของแสงขาว

สเปกตรัม	ความยาวคลื่น (nm)
แสงสีม่วง	400 – 420
แสงสีคราม - น้ำเงิน	420 – 490
แสงสีเขียว	490 – 580
แสงสีเหลือง	580 – 590
แสงสีแสด (ส้ม)	590 – 650
แสงสีแดง	650 - 700

ชนิดของสเปกตรัม

การที่แสงสีขาวถูกแยกออกเป็นสีรุ้งต่อเนื่องกันโดยไม่มีช่องว่างระหว่างแสงแต่ละสีนั้น เรียกว่า **สเปกตรัมต่อเนื่อง** (Continuous spectrum) เช่น ปรากฏการณ์รุ้งกินน้ำ (สีม่วง คราม น้ำเงิน เขียว เหลือง แสด แดง)

แต่ถ้านำธาตุหรือสารประกอบมาให้ความร้อนสูง ๆ ธาตุและสารประกอบจะให้สเปกตรัมเป็นเส้น ๆ เรียกว่า **สเปกตรัมแบบเส้น** (Line spectrum)

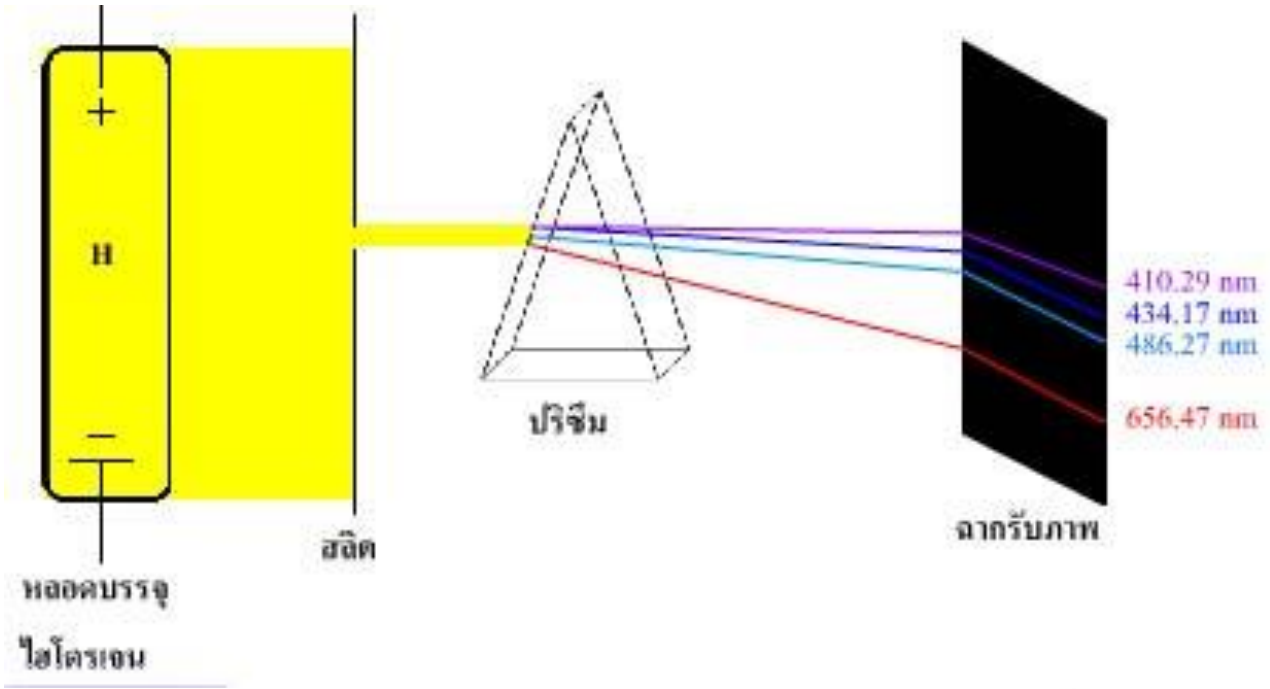


Continuous spectrum

Line spectrum

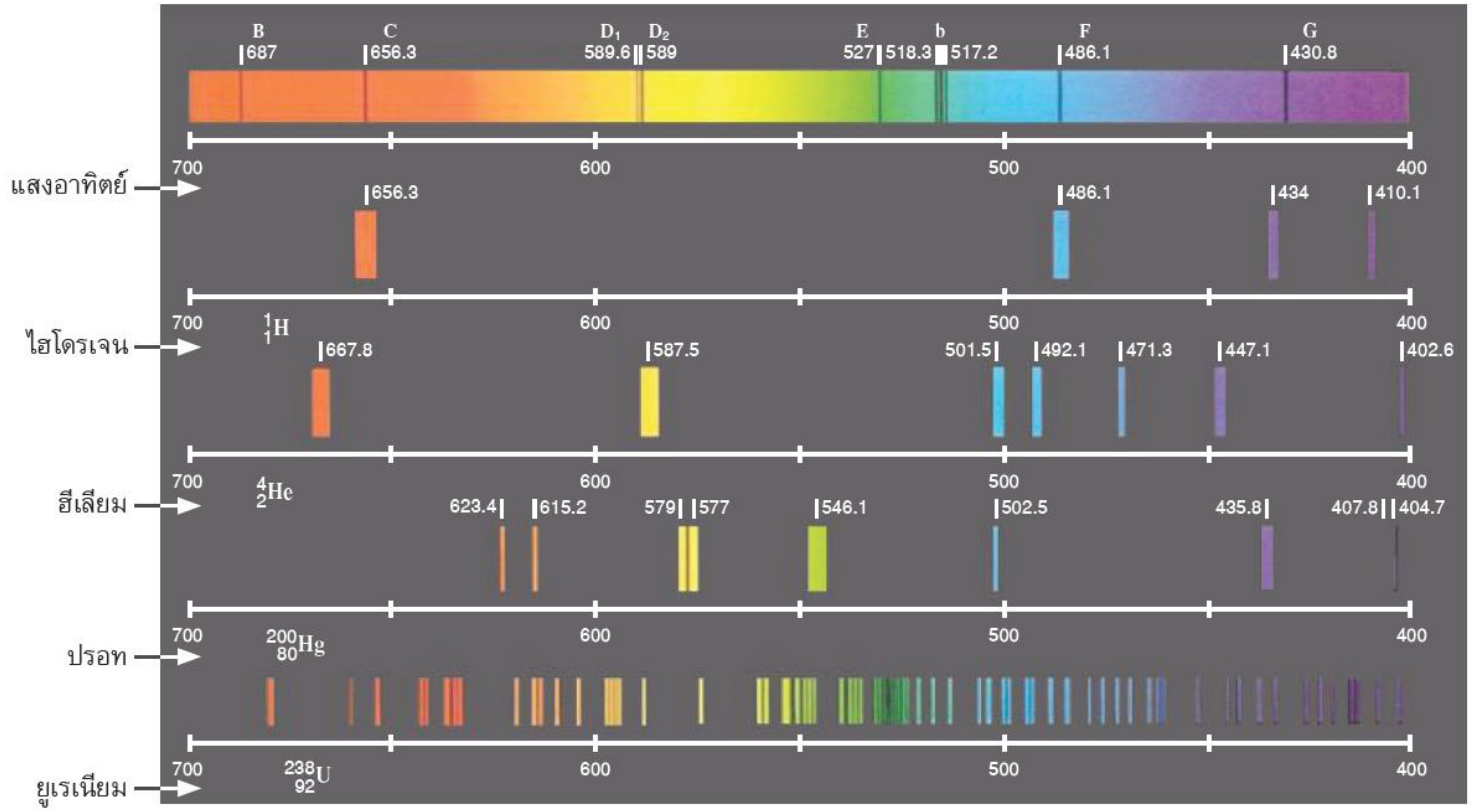
การศึกษาสเปกตรัมของไฮโดรเจน

นักวิทยาศาสตร์ใช้อะตอมของไฮโดรเจนมาเป็นตัวอย่างในการ แปลความหมายของเส้นสเปกตรัม พบว่าอะตอมของไฮโดรเจนให้เส้นสเปกตรัมได้หลายเส้นและมีลักษณะเหมือนกันทุกครั้ง จึงสามารถสรุปได้ว่า อิเล็กตรอนในอะตอมของไฮโดรเจนขึ้นไปอยู่ในสถานะกระตุ้นที่มีพลังงานแตกต่างกันได้หลายระดับ ซึ่งค่าพลังงานของสเปกตรัมแสดงให้เห็นถึงการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอิเล็กตรอนภายในอะตอม

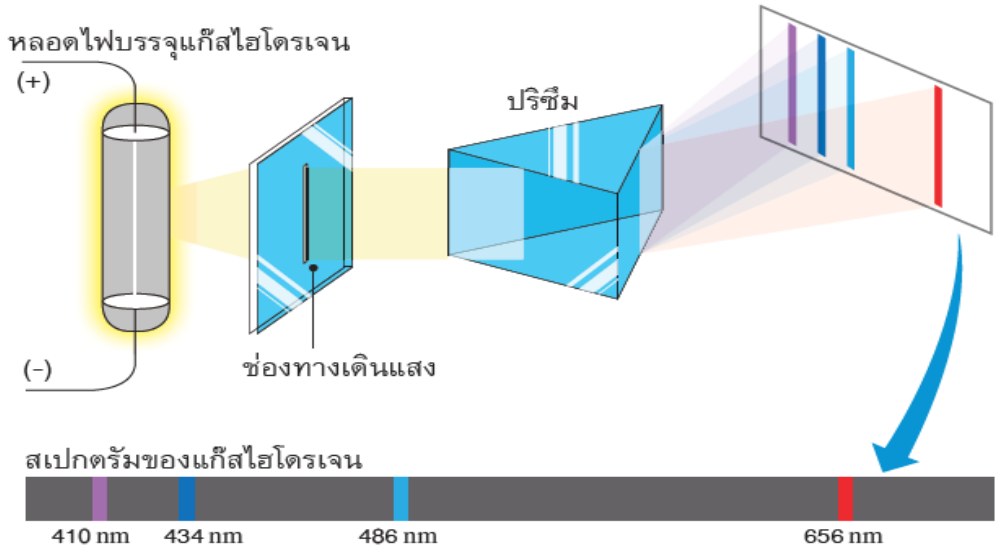


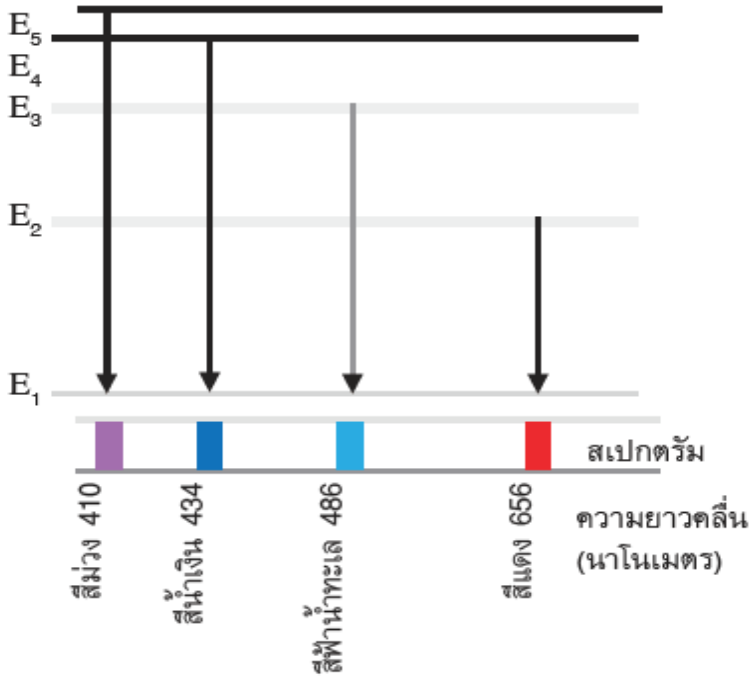
การศึกษาสเปกตรัมของไฮโดรเจน

นอกจากเส้นสเปกตรัมของไฮโดรเจนแล้ว นักวิทยาศาสตร์ยังได้ศึกษาสเปกตรัมของอะตอมของธาตุอื่น ๆ ด้วย ซึ่งพบว่าอะตอมของธาตุจะคายพลังงานได้บางค่าและมีเส้นสเปกตรัมเฉพาะตัวไม่ซ้ำกัน



การเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอิเล็กตรอนของธาตุไฮโดรเจน





การที่อะตอมของไฮโดรเจนมีหลายระดับพลังงาน ทำให้ศึกษาต่อไปอีก จึงพบว่า ผลต่างระหว่างพลังงานของเส้นสเปกตรัมที่อยู่ถัดกันจะมีค่าไม่เท่ากัน กล่าวคือ เมื่อเริ่มต้นจะมีค่าของผลต่างระหว่างพลังงานมากและจะลดลงเรื่อย ๆ เมื่อระดับชั้นพลังงานเพิ่มขึ้น

สรุป

1. เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานที่เหมาะสมจะขึ้นไปอยู่ในระดับพลังงานที่สูงกว่าระดับพลังงานเดิมซึ่งจะขึ้นไปอยู่ในระดับพลังงานใดก็ขึ้นอยู่กับปริมาณพลังงานที่ได้รับ การที่อิเล็กตรอนขึ้นไปอยู่ในระดับพลังงานใหม่จะทำให้อะตอมไม่เสถียร อิเล็กตรอนจึงกลับมาอยู่ในระดับพลังงานเดิมหรือระดับพลังงานต่ำกว่า ในการเปลี่ยนตำแหน่งอิเล็กตรอนจะคายพลังงานออกมาเป็นคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า

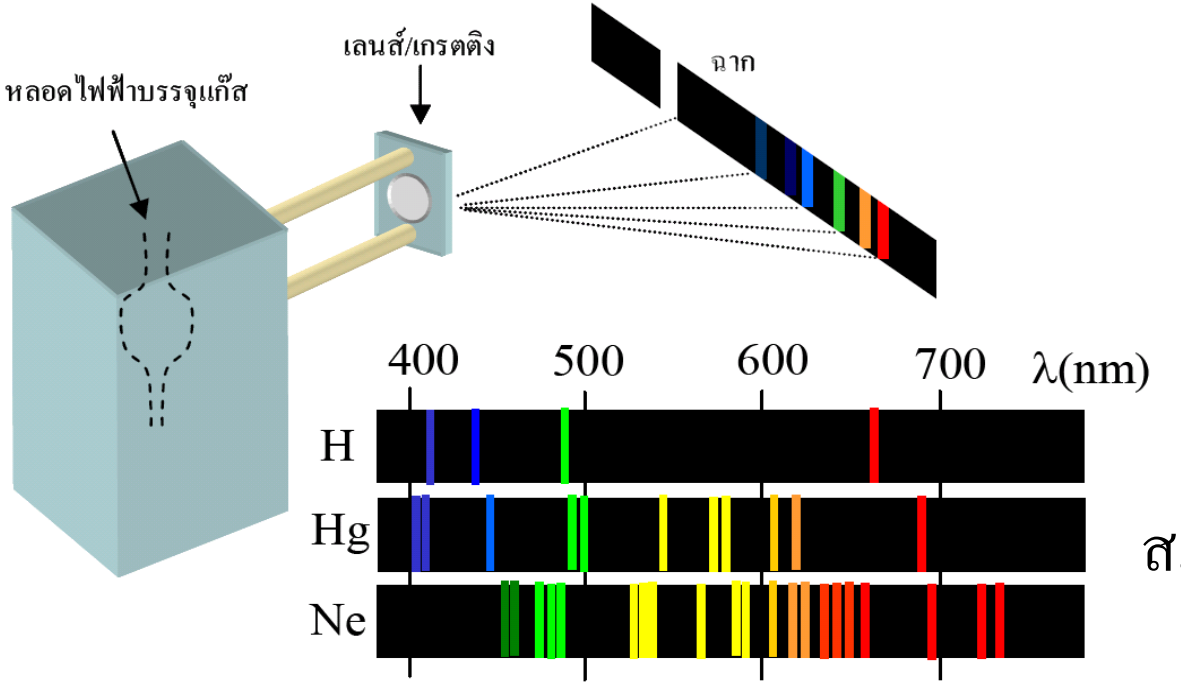
สรุป

2. การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนไม่จำเป็นต้องเปลี่ยนระหว่างระดับพลังงานที่อยู่ติดกันอาจมีการเปลี่ยนข้ามชั้นกันได้

3. ระดับพลังงานที่อยู่ต่ำจะอยู่ห่างกันมากกว่าระดับพลังงานสูง ระดับพลังงานยิ่งสูงขึ้นจะอยู่ชิดกันมากขึ้น

4. ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่ต่ำที่สุดจะอยู่ใกล้นิวเคลียส ระดับพลังงานสูงจะอยู่ไกลนิวเคลียส

สเปกตรัมแบบเส้น



สเปกตรัมแบบเส้นของแก๊สบางชนิด

โยฮันน์ บัลเมอร์ (Johann Balmer) พบสูตรที่ให้ตัวเลขสอดคล้องกับตำแหน่งของเส้นสเปกตรัมไฮโดรเจนในช่วงคลื่นแสงที่ตามองเห็น

อนุกรมบัลเมอร์ (Balmer series) $\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right); \quad n = 3, 4, 5,\ldots$

$R = 1.097 \times 10^7\ m^{-1}$ เรียกว่า ค่าคงตัวริดเบิร์ก (Rydberg's constant)

อนุกรมไลแมน (Lyman's series)

$$UV \qquad \frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2}\right); \quad n = 2, 3, 4, \ldots$$

อนุกรมบัลเมอร์ (Balmer series)

$$Visible \qquad \frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right); \quad n = 3, 4, 5, \ldots$$

อนุกรมพาสเชน (Paschen series)

$$IR \qquad \frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2}\right); \quad n = 4, 5, 6, \ldots$$

อนุกรมแบรคเก็ต (Brackett series)

$$IR \qquad \frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2}\right); \quad n = 5, 6, 7, \ldots$$

อนุกรมฟุนด์ (Pfund series)

$$IR \qquad \frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2}\right); \quad n = 6, 7, 8, \ldots$$

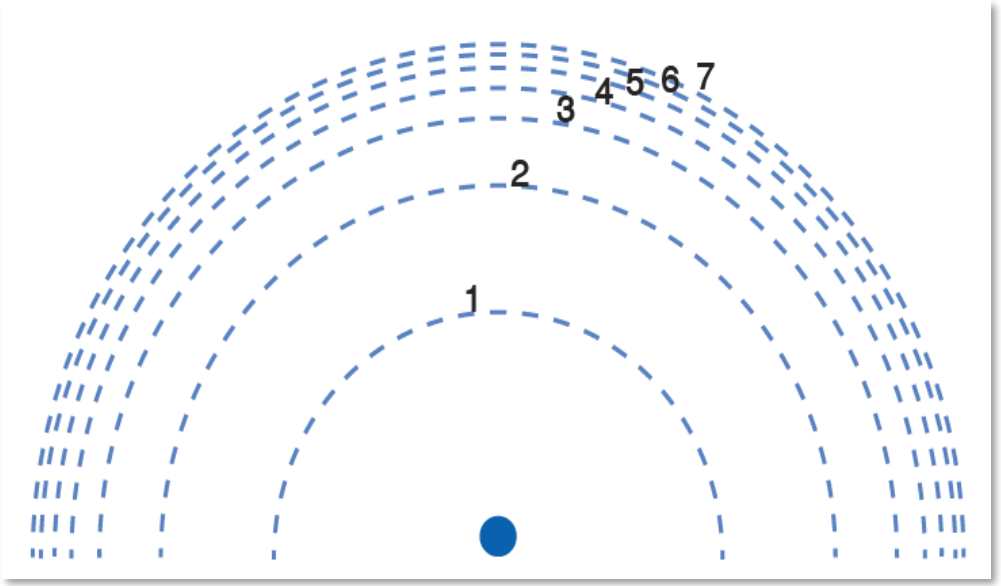
n_1= เลขจำนวนเต็มแสดงระดับพลังงานในสถานะพื้นของอนุกรม

n_2= เลขจำนวนเต็มแสดงระดับพลังงานในสถานะกระตุ้นของอนุกรม

นีลส์ โบร์

โดยโบร์ได้ใช้ **อะตอมของไฮโดรเจน** ในการอธิบายให้เห็นลักษณะการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนเมื่อได้รับพลังงานกระตุ้น

ต่อมาได้มีการใช้ตัวเลขแสดงถึงระดับพลังงานของอิเล็กตรอน คือ n = 1 หมายถึง ระดับพลังงานที่ 1 ซึ่งอยู่ใกล้กับนิวเคลียสมากที่สุด และชั้นถัดออกไปเป็น n = 2, 3, 4, 5, ...ซึ่งหมายถึง ระดับพลังงานที่ 2, 3, 4, 5 และสูงขึ้นไป ตามลำดับ

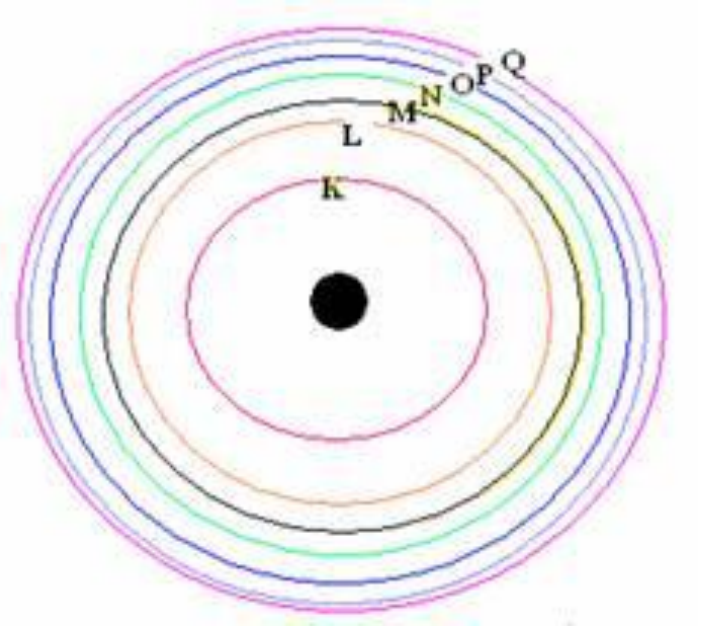


ภาพ : ระดับชั้นพลังงานตามแบบจำลองของอะตอมของโบร์ ซึ่งระยะห่างระหว่างแต่ละระดับชั้นจะมีค่าไม่เท่ากัน

แบบจำลองอะตอมของโบร์

1 อะตอมประกอบด้วยนิวเคลียสอยู่ตรงกลางของอะตอม โดยมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่โดยรอบอะตอม

2 แต่ละระดับชั้นพลังงานจะมีพลังงานไม่เท่ากัน โดยระดับชั้นพลังงานที่อยู่ใกล้นิวเคลียสที่สุดจะมีพลังงานต่ำที่สุด คือ ชั้น n = 1 และชั้นถัด ๆ ไปเป็น n = 2, 3, 4, ... ซึ่งจะมีพลังงานสูงขึ้นเรื่อย ๆ ตามลำดับ



ภาพ: ลักษณะแบบจำลองอะตอมของโบร์

“ อะตอมประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน อยู่ภายในนิวเคลียส ส่วนอิเล็กตรอนวิ่งอยู่รอบ ๆ นิวเคลียสเป็นชั้น ๆ ในแต่ละชั้นมีระดับพลังงานเฉพาะค่าหนึ่ง ลักษณะคล้ายวงโคจรของดาวเคราะห์รอบดวงอาทิตย์ ซึ่งพลังงานระดับต่ำสุดจะอยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุด และอิเล็กตรอนที่วงนอกสุดจะมีพลังงานมากที่สุด”

ข้อลบล้าง แบบจำลองอะตอมของโบร์

- ไม่สามารถอธิบายการเกิดสเปกตรัมที่เกิดจากอะตอมของธาตุที่มีหลายอิเล็กตรอนได้
- แต่จะอธิบายได้ดีกับอะตอมขนาดเล็กที่มีอิเล็กตรอนเดียว เช่น ไฮโดรเจน
- และเป็นการอธิบายโครงสร้างอะตอมในระดับสองมิติเท่านั้น

ต่อมานักวิทยาศาสตร์จึงศึกษาเกี่ยวกับพฤติกรรมของอิเล็กตรอน พบว่า **อิเล็กตรอนสามารถเป็นได้ทั้งคลื่นและอนุภาค**

ซึ่งการค้นพบนี้ทำให้นักวิทยาศาสตร์เลิกศึกษาเกี่ยวกับตำแหน่งของอิเล็กตรอน แต่กลับหันมาศึกษาเกี่ยวกับโอกาสหรือความเป็นไปได้ที่จะพบอิเล็กตรอนในบริเวณรอบ ๆ นิวเคลียส

การศึกษาโอกาสในการพบอิเล็กตรอน

การศึกษาเกี่ยวกับโอกาสหรือความเป็นไปได้ที่จะพบอิเล็กตรอนในบริเวณรอบ ๆ นิวเคลียส ซึ่งจากการศึกษาดังกล่าว ทำให้พบว่า

- บริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนมากกว่าบริเวณอื่น ๆ ได้แก่ บริเวณใกล้นิวเคลียส
- และโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนในระยะห่างออกไปจะค่อย ๆ น้อยลงตามลำดับ

เออร์วิน ชโรดิงเงอร์

ที่มาของ**แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก** เกิดขึ้นจากนักฟิสิกส์ชาวออสเตรีย **เออร์วิน ชโรดิงเงอร์ (Erwin Schrödinger)** ได้เสนอ สมการคลื่นของชโรดิงเงอร์ (Schrödinger wave equation) ที่แสดงพฤติกรรมของอิเล็กตรอนที่เป็นได้ทั้งคลื่นและอนุภาค

การแก้สมการชโรดิงเงอร์ทำให้เกิดอนุกรมของฟังก์ชันทางคณิตศาสตร์ที่เรียกว่า **ฟังก์ชันคลื่น (wave function)**

$$H\psi = E\psi$$

$$\nabla^2\psi + \frac{2m}{\hbar^2}(E - U)\psi = 0$$

$$\nabla^2 = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}$$

$$= \frac{1}{r^2}\frac{\partial}{\partial r}\left(r^2\frac{\partial}{\partial r}\right) + \frac{1}{r^2\sin\theta}\frac{\partial}{\partial\theta}\left(\sin\theta\frac{\partial}{\partial\theta}\right) + \frac{1}{r^2\sin\theta}\frac{\partial^2}{\partial\phi^2}$$

สมการชโรดิงเงอร์

$$H\psi = E\psi$$

ψ (อ่านว่า ไซ : psi) คือ สัญลักษณ์ของฟังก์ชันคลื่นทางคณิตศาสตร์ที่เกี่ยวข้องกับความเป็นคลื่นของ e^-

E คือ พลังงานรวมทั้งหมดของอิเล็กตรอน

H (อ่านว่าแฮมิลโตเนียนโอเปอเรเตอร์ : hamitonian operator) คือ ตัวบ่งบอกถึงลักษณะแวดล้อมและสมบัติในแง่ของพลังงานจลน์และพลังงานศักย์ของอิเล็กตรอน

สมการชโรดิงเงอร์

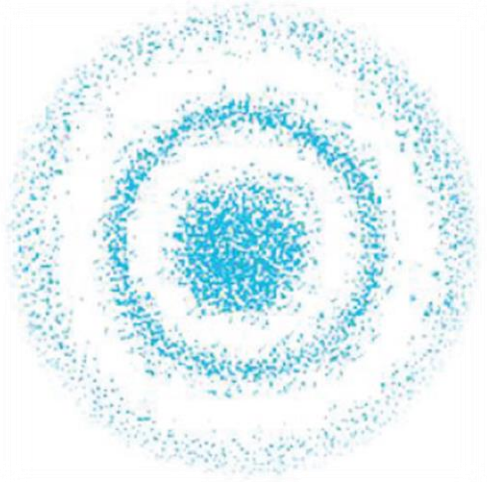
เนื่องจากฟังก์ชันคลื่น ψ แต่ละฟังก์ชันที่ระดับพลังงานจำเพาะค่าหนึ่งนั้นเป็นเพียงฟังก์ชันทางคณิตศาสตร์ จึงไม่มีความหมายทางฟิสิกส์โดยตรง แต่อย่างไรก็ตามเมื่อนฟังก์ชันคลื่นมายกกำลังสอง ψ^2 หมายถึงโอกาสหรือความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนในบริเวณหนึ่งรอบนิวเคลียส

ในแง่ของอะตอมกล่าวได้อีกนัยหนึ่งคือบริเวณที่มีความหนาแน่นของอิเล็กตรอน (electron density) นั่นเอง

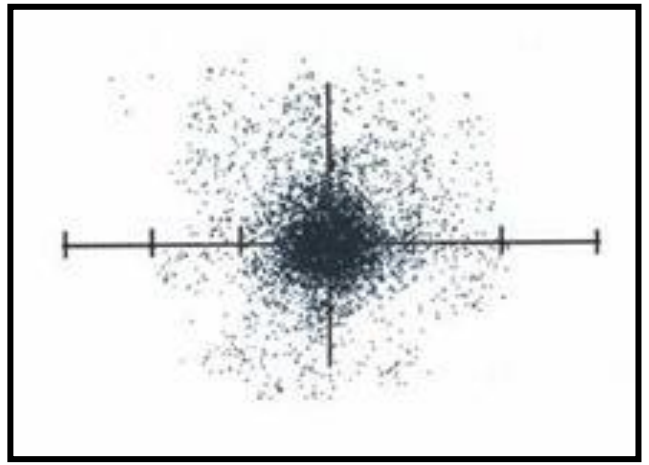
ในแง่ของกลศาสตร์คลื่นเราเรียกบริเวณนี้ว่า**ออร์บิทัล** (orbital) หรือ***ออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital)***

แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก

1. อิเล็กตรอนไม่สามารถวิ่งรอบนิวเคลียสด้วยรัศมีที่แน่นอน จึงไม่สามารถบอกตำแหน่งที่แน่นอนได้ บอกได้เพียงที่พบอิเล็กตรอนตำแหน่งต่าง ๆ ภายในอะตอมและอิเล็กตรอนเคลื่อนที่เร็วมากจนเหมือนกับอิเล็กตรอนอยู่ทั่วไปในอะตอมลักษณะนี้เรียกว่า**"กลุ่มหมอก"**

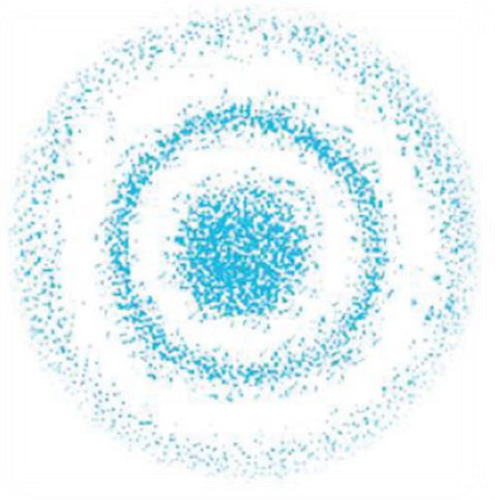


ภาพ: ลักษณะแบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก



แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก

2. กลุ่มหมอกที่มีอิเล็กตรอนระดับพลังงานต่ำจะอยู่ใกล้นิวเคลียสส่วนอิเล็กตรอนที่มีระดับพลังงานสูงจะอยู่ไกลนิวเคลียส
3. อิเล็กตรอนแต่ละตัวไม่ได้อยู่ในระดับพลังงานใดพลังงานหนึ่งคงที่
4. อะตอมมีอิเล็กตรอนหลาย ๆ ระดับพลังงาน



ภาพ: ลักษณะแบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก

“อะตอมประกอบด้วยกลุ่มหมอกของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส บริเวณใดหนาทึบแสดงว่ามีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้มากกว่าบริเวณที่มีกลุ่มหมอกจาง”