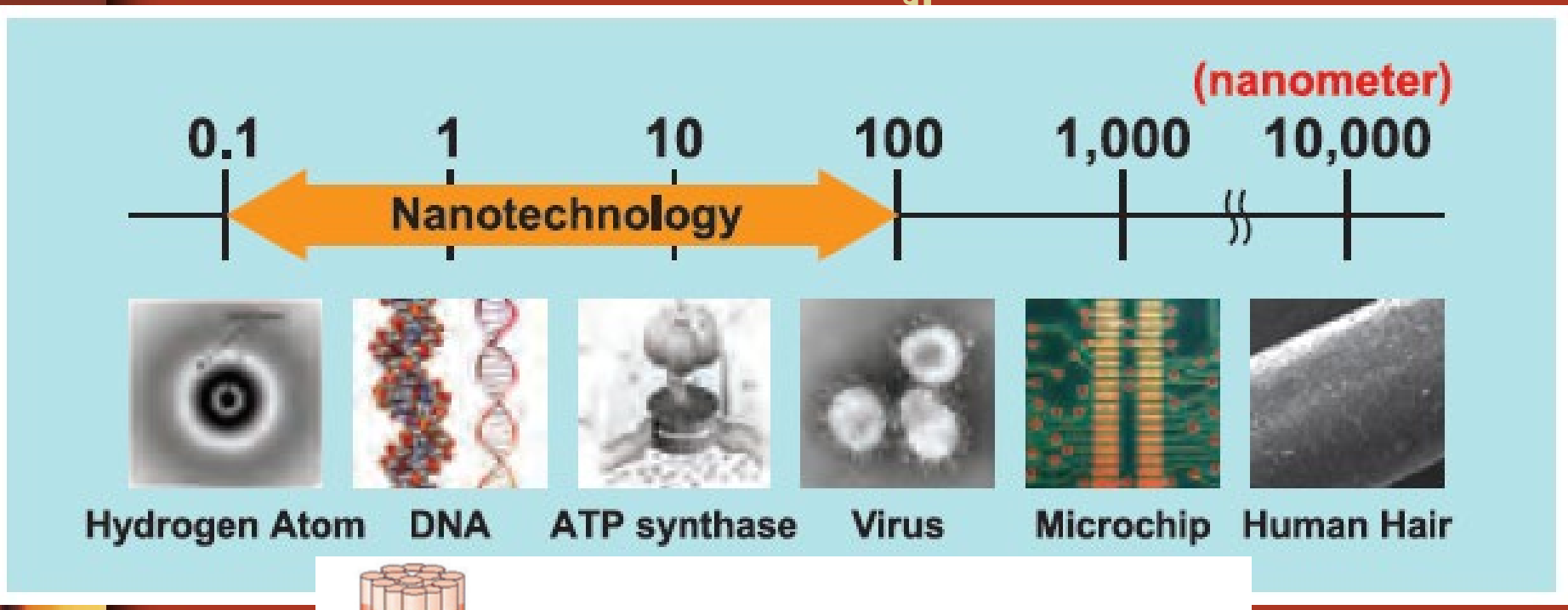
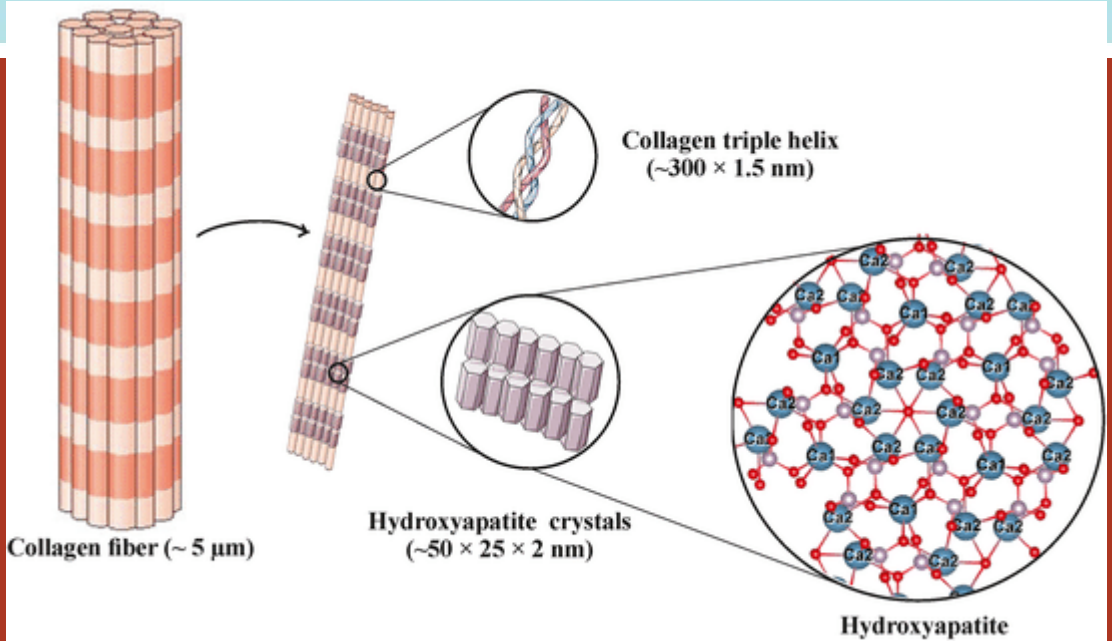
โครงสร้างอะตอม

อาจารย์ผู้สอน
ดร.ฮาซัน ดอปอ

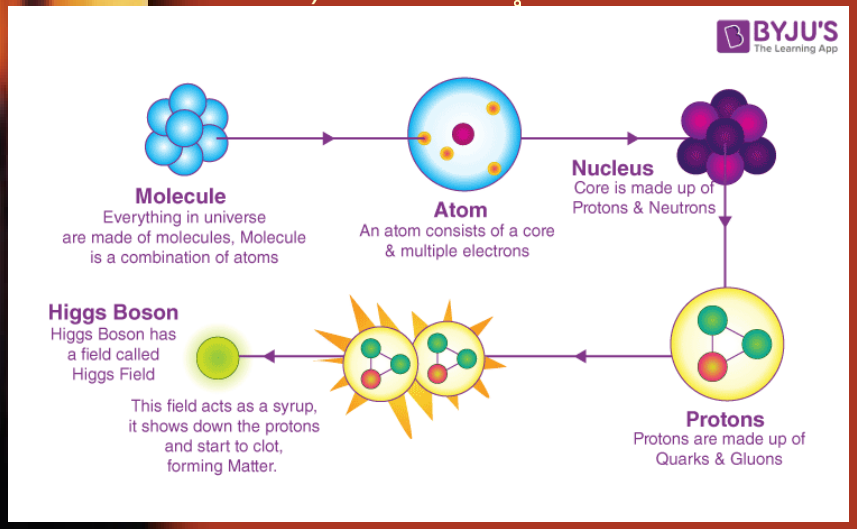
อะตอม คืออะไร อยู่ตรงไหน?

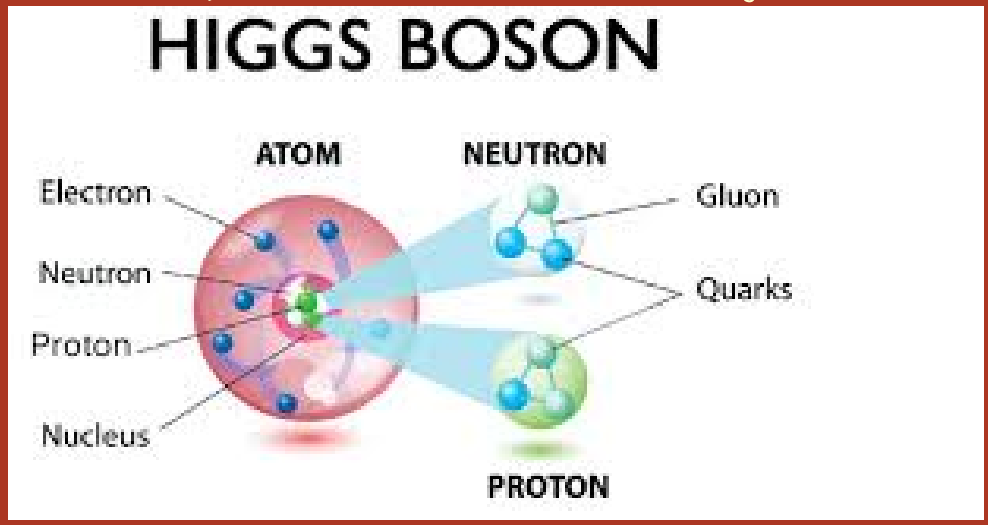




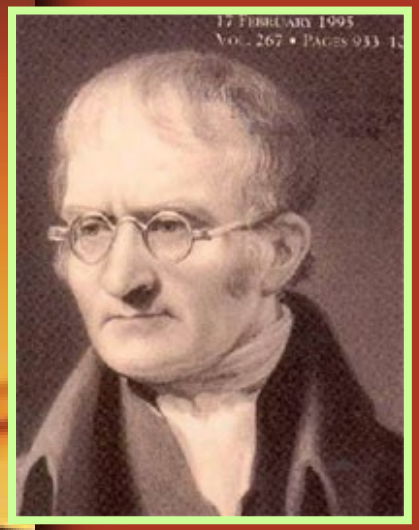
อนุภาค ฮิกซ์ หรืออนุภาค พระเจ้า

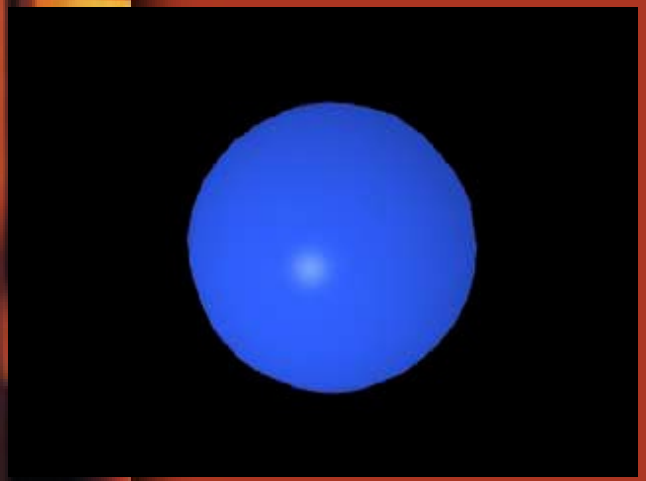
- องค์การเพื่อการวิจัยนิวเคลียร์แห่งยุโรปหรือเซิร์น (CERN) แถลงว่าหน่วยทดลอง ATLAS และ CMS ของเครื่องชนอนุภาคขนาดใหญ่แอลเอชซี (LHC) ได้ตรวจพบอนุภาคฮิกส์หรือฮิกส์ โบซอน (Higgs Boson) เป็นครั้งที่สอง นับตั้งแต่ประกาศยืนยันการมีอยู่ของอนุภาคดังกล่าวครั้งแรกเมื่อปี 2013
- มีการตีพิมพ์รายงานการค้นพบครั้งนี้ในวารสาร Physical Review Letters โดยนักฟิสิกส์ประจำหน่วยทดลองทั้งสองระบุว่า ได้พบสัญญาณของอนุภาคฮิกส์อีกครั้ง ในชั่วขณะที่อนุภาคดังกล่าวมีปฏิสัมพันธ์กับอนุภาคระดับควาร์
- ตรวจพบอนุภาคฮิกส์ซ้ำอีกครั้ง ถือเป็นหลักฐานยืนยันการมีอยู่จริงของอนุภาคดังกล่าวให้ชัดเจนหนักแน่นขึ้น รวมทั้งได้เรียนรู้ถึงคุณสมบัติและพฤติกรรมต่าง ๆ ของอนุภาคฮิกส์ซึ่งมีฉายาว่า "อนุภาคพระเจ้า" เพิ่มเติม
- อนุภาคฮิกส์คืออนุภาคมูลฐานชนิดหนึ่งตามแบบจำลองมาตรฐาน (Standard Model) ของฟิสิกส์อนุภาค โดยเป็นตัวการที่ทำให้อนุภาคอื่น ๆ มีมวล (mass) เกิดขึ้น ศ. ปีเตอร์ ฮิกส์ นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษได้ทำนายถึงการมีอยู่ของอนุภาคนี้มาตั้งแต่ปี 1964 ก่อนที่จะมีการค้นพบจริงในปี 2013 อนุภาคฮิกส์ยังเป็นส่วนหนึ่งของสนามฮิกส์ (Higgs field) ที่แผ่ครอบคลุมไปทั่วจักรวาลและทำให้สรรพสิ่งต่าง ๆ บังเกิดขึ้นหลังจากการระเบิดครั้งใหญ่หรือบิ๊กแบง





John Dalton (ค.ศ.1766-1844)





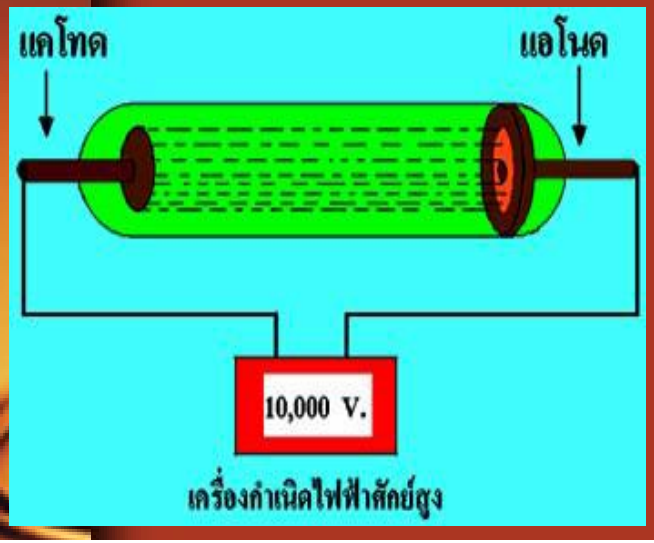
1. สารต่าง ๆ ประกอบด้วยอนุภาคขนาดเล็ก เรียกว่า อะตอม ซึ่งแบ่งแยกอีกไม่ได้ และสร้างขึ้นหรือทำให้สูญหายไปไม่ได้
2. อะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน จะมีมวลเท่ากัน มีสมบัติเหมือนกัน แต่จะแตกต่างจากอะตอม
ของธาตุอื่น ๆ
3. สารประกอบเกิดจากการรวมตัวของอะตอมของธาตุตั้งแต่สองชนิดขึ้นไปและมีอัตราส่วนการรวมตัวเป็นตัวเลขอย่างง่าย และอะตอมของธาตุสองชนิดอาจรวมตัวกันด้วยอัตราส่วนต่าง ๆ กัน เกิดเป็นสารประกอบ ได้หลายชนิด เช่น CO_2

“ อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลมตันที่มีขนาดเล็กที่สุดและไม่สามารถแบ่งแยกได้ และไม่สามารถสร้างขึ้นใหม่หรือทำให้สูญหายไปได้ ”

ปรากฏการณ์ที่เกิดขึ้นในหลอดรังสีแคโทด

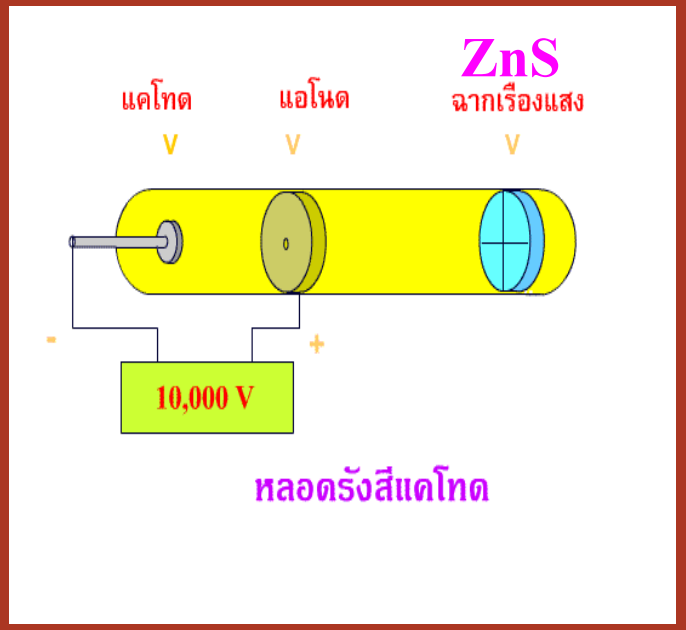
(-) (+)

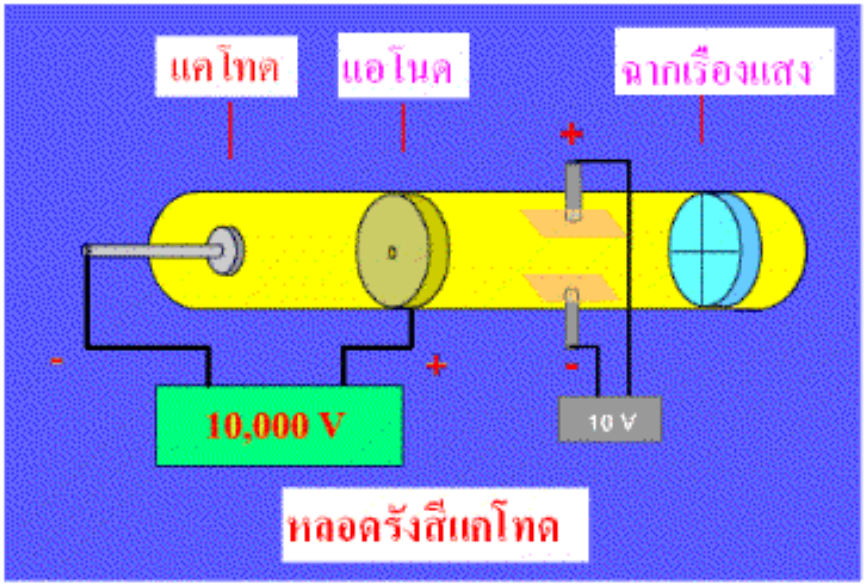
Joseph John Thomson (ค.ศ. 1856 – 1940)



รังสีแคโทดเดินทางเป็นเส้นตรงจากขั้วแคโทดไปยังขั้วแอโนด

ดัดแปลง



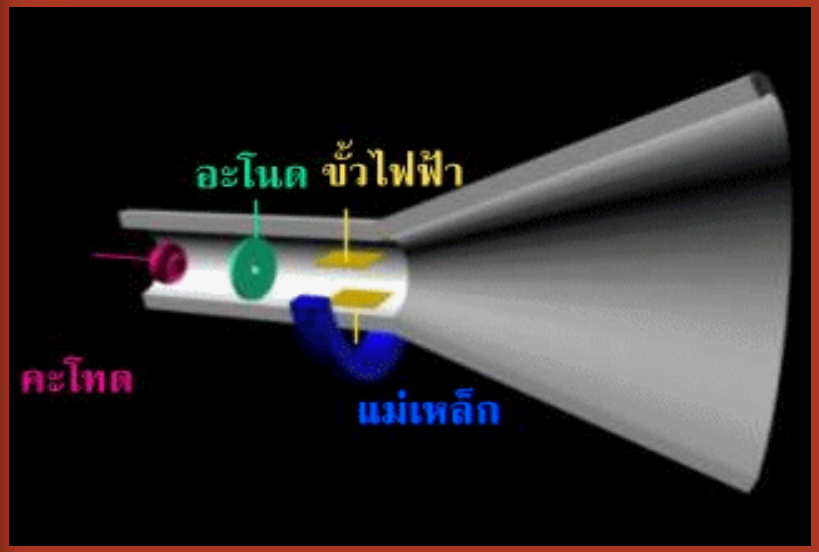


เพิ่มขั้วไฟฟ้า

รังสีแคโทดบี่ยงเบนเข้าหาขั้วบวกของสนามไฟฟ้า

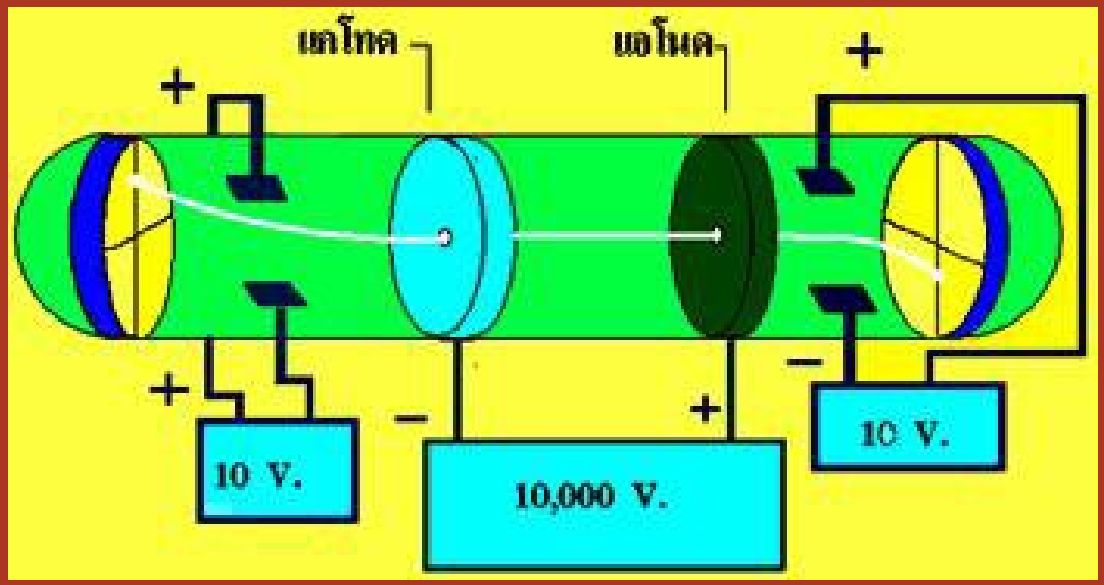
ทอมสัน สรุปว่า “รังสีจากแคโทดประกอบด้วยอนุภาคที่มีประจุลบ”

เรียกว่า อิเล็กตรอน (e)

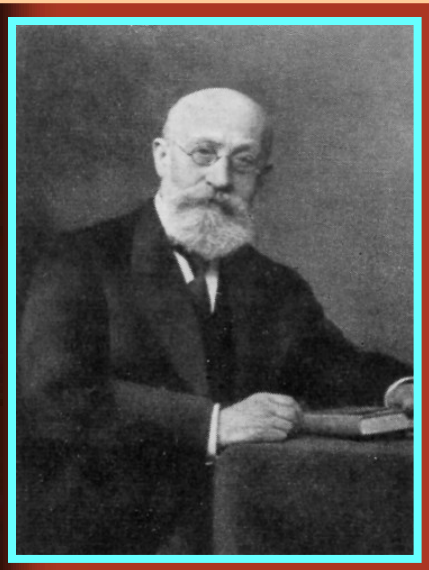


ทอมสันเปลี่ยนแก๊ส และเปลี่ยนโลหะ
คำนวณหาอัตราส่วนประจุต่อมวล(e/m)
ได้เท่าเดิมทุกครั้ง
ซึ่งเท่ากับ 1.76×10^{8} คูลอมบ์/กรัม

เพิ่มขั้วไฟฟ้า

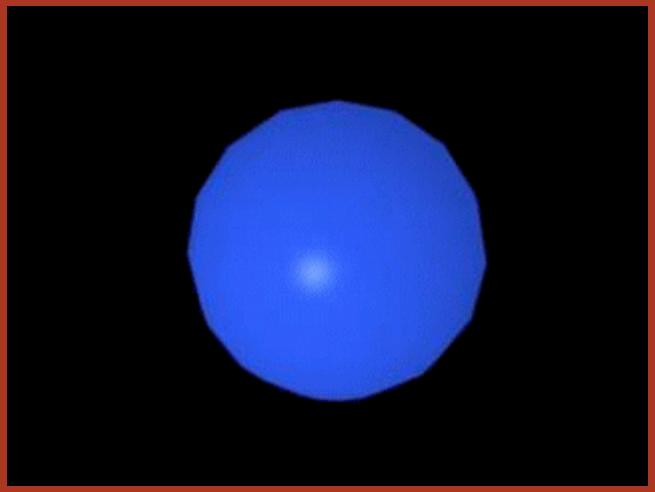


Eugen Goldstein (ค.ศ.1850 – 1930)



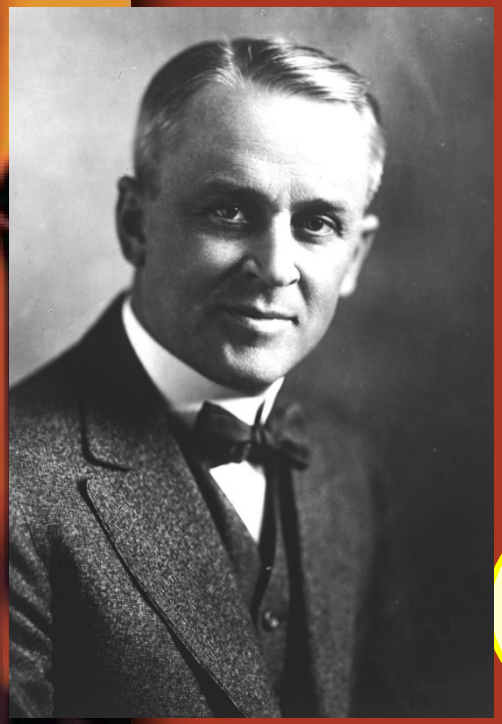
รังสีจากแอโนดเบนออกจากขั้วบวก เข้าหาขั้วลบ เรียกว่า โปรตอน (p)

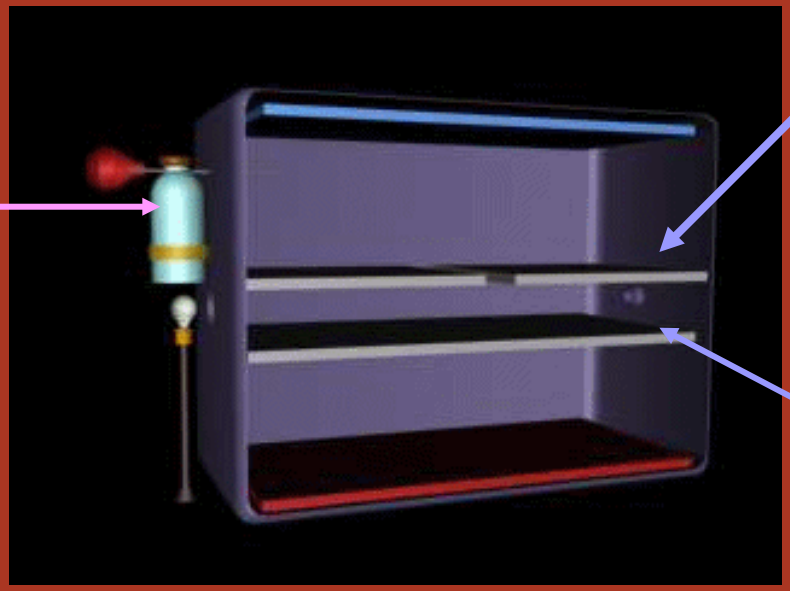
แบบจำลองอะตอมของทอมสัน



“อะตอม เป็นทรงกลม ประกอบด้วยอนุภาคโปรตอนที่มีประจุบวกและอิเล็กตรอนที่มีประจุลบ กระจายอยู่อย่างสม่ำเสมอ ในอะตอมที่เป็นกลางทางไฟฟ้าจะมีจำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน”

Robert Andrews Millikan (ค.ศ. 1868 – 1953)





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

จากการทดลองของทอมสัน $\frac{c}{m} = 1.76x10^{8}$ คูลอมบ์/กรัม

จากการทดลองของมิลลิแกน $\frac{c}{e} = 1.6x10^{-19}$ คูลอมบ์/อิเล็กตรอน

มวลของอิเล็กตรอน $m = \frac{1.6x10^{-19}}{1.76x10^{8}}$

$= 9.1x10^{-28}$ กรัม

ดังนั้นมวลของอิเล็กตรอน 1 ตัว หนัก 9.1 x 10^{-28} กรัม

ตัวอย่างคำนวณ

จงหาว่าอิเล็กตรอน 10 อนุภาค มีมวลกี่กรัม

จากการทดลองของมิลลิแกน $\frac{c}{e} = 1.6x10^{-19}$ คูลอมบ์/อิเล็กตรอน

$$\frac{1.6x10^{-19}}{1} = \frac{c}{10}$$

$$c = \frac{10x1.6x10^{-19}}{1}$$ คูลอมบ์

จากการทดลองของทอมสัน $\frac{c}{m} = 1.76x10^{8}$ คูลอมบ์/กรัม

$m = 9.1 \times 10^{-27}$ กรัม

$$m = \frac{10x1.6x10^{-19}}{1.76x10^{8}}$$ กรัม

<u>ตัวอย่างที่ 1</u> จงหามวลของอิเล็กตรอน 1 โมล เมื่ออิเล็กตรอน 1 โมล จะมี 6.02×10^{23} ตัว

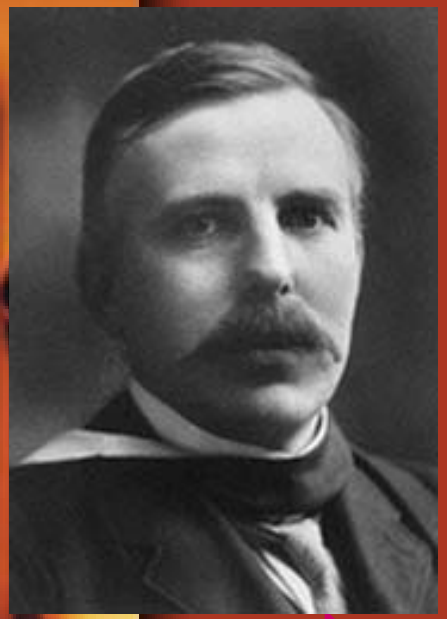
ตัวอย่างที่ 2 ถ้ามีอิเล็กตรอน 4.8×10^{21} คูลอมบ์ จะมีอิเล็กตรอนจำนวนเท่าใด

ตัวอย่างที่ 3 อิเล็กตรอน 2.73 กรัม จะมีประจุเท่าใด

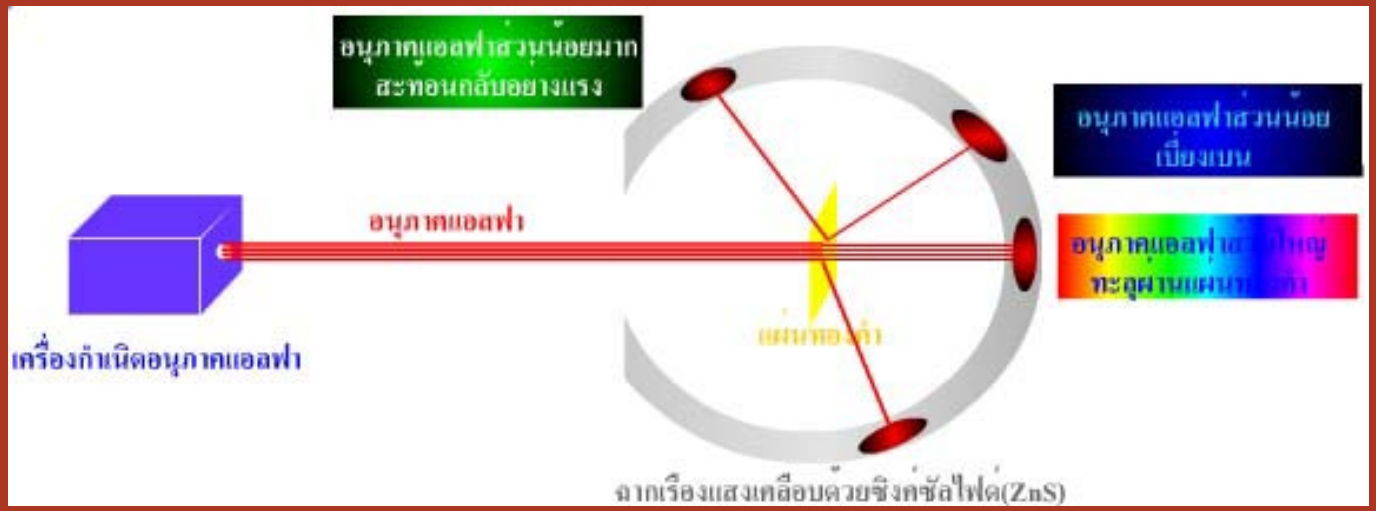
Ernest Rutherford (ค.ศ.1871-1937)

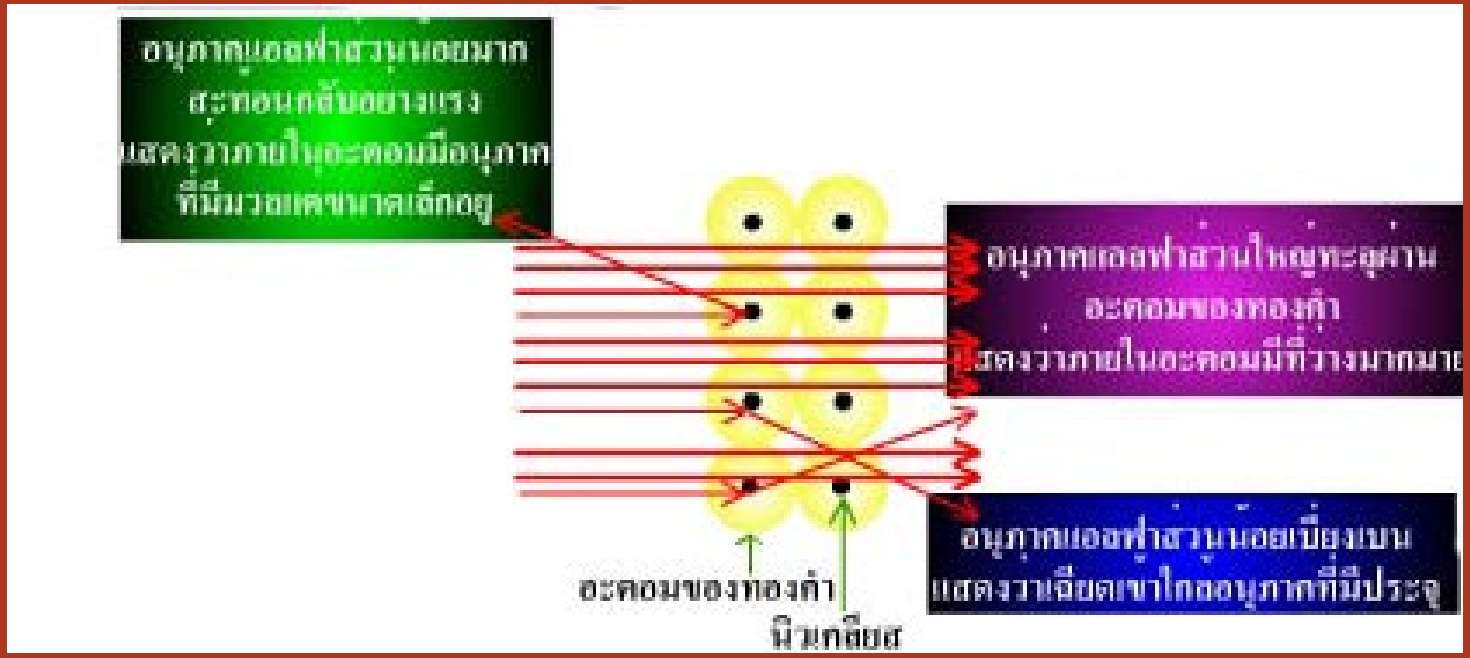
การทดลอง

ทดลองยิงอนุภาคแอลฟาไปยังแผ่นทองคำ



ผลการทดลอง





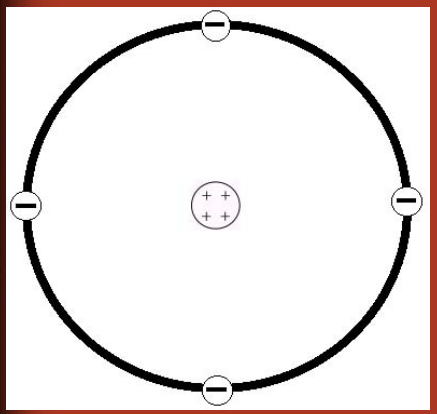
สรุปผลการทดลอง

☺ ส่วนใหญ่จะเดินทางเป็นเส้นตรง แสดงว่าภายในอะตอมมีที่ว่างมาก

☺ ส่วนน้อยจะมีการเบี่ยงเบนทิศทาง แสดงเฉียดเข้าใกล้อนุภาคที่มีประจุบวก

☺ นาน ๆ ครั้งจะมีการสะท้อนกลับอย่างแรงแสดงว่าภายในอะตอมมีอนุภาคที่มี มวลและขนาดเล็ก

แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด



“อะตอม เป็นทรงกลม ประกอบด้วยโปรตอนที่มีประจุเป็นบวก มีมวลมาก รวมกันอยู่ตรงกลาง เรียกว่า นิวเคลียส และนิวเคลียสมีขนาดเล็กมาก ส่วนอิเล็กตรอนที่มีประจุเป็นลบ มีมวลน้อย จะเคลื่อนที่อยู่รอบ ๆ นิวเคลียสเป็นบริเวณกว้าง”

เมื่อทำการทดลองอีกชุดพบว่าค่าประจุของ โปรตอน

เท่ากับ 1.6×10^{-19} คูลอมบ์ และมีมวลเท่ากับ 1.67×10^{-24} กรัม

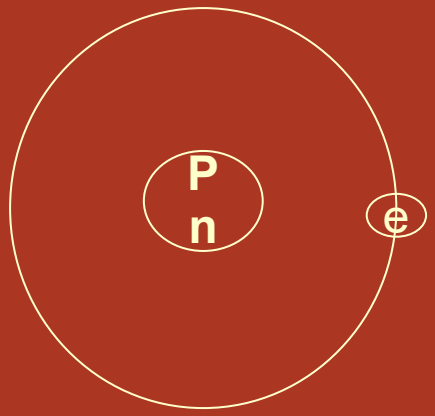
Jame Chadwick (ค.ศ.1891-1972)

ทดลองยิงอนุภาคแอลฟาไปที่แผ่นบางของเบริลเลียม

การค้นพบนิวตรอนของแชดวิค ทำให้ทราบว่าอะตอมประกอบด้วยอนุภาค 3 ชนิด คือ โปรตอน นิวตรอน และอิเล็กตรอน

พบว่ามีรังสีจากโลหะที่มีอนุภาคเป็นกลางทางไฟฟ้าอยู่ในนิวเคลียสของอะตอม มีมวลมากกว่าโปรตอนเล็กน้อย แชดวิคตั้งชื่ออนุภาคนี้ว่า นิวตรอน (n)

แบบจำลองอะตอมที่มีนิวตรอน



อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลม ประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน รวมกันอยู่ตรงกลาง เรียกว่า “นิวเคลียส” โดยมีอิเล็กตรอนซึ่งมีจำนวนเท่ากับโปรตอนวิ่งวนอยู่รอบๆ นิวเคลียส

อนุภาคมูลฐานของอะตอม

อนุภาค	ชนิดประจุไฟฟ้า	ประจุ (C)	มวล (g)
อิเล็กตรอน (e)	-1	1.6×10^{-19}	9.1096×10^{-28}
โปรตอน (p)	+1	1.6×10^{-19}	1.6726×10^{-24}
นิวตรอน (n)	0	0	1.6749×10^{-24}

เลขมวล เลขอะตอม ไอโซโทป

เลขมวล (mass number, A) หมายถึง ผลบวกของจำนวนโปรตอนกับนิวตรอน

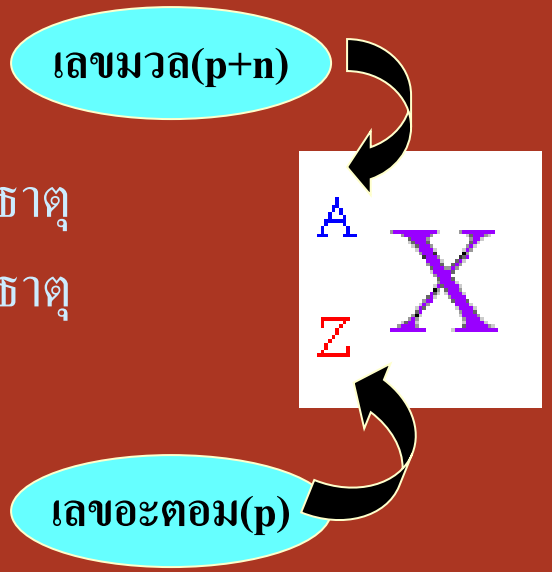
เลขอะตอม (atomic number, Z) หมายถึง จำนวนโปรตอนในนิวเคลียส (ในอะตอมที่เป็นกลาง จำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน)

การเขียนสัญลักษณ์นิวเคลียร์

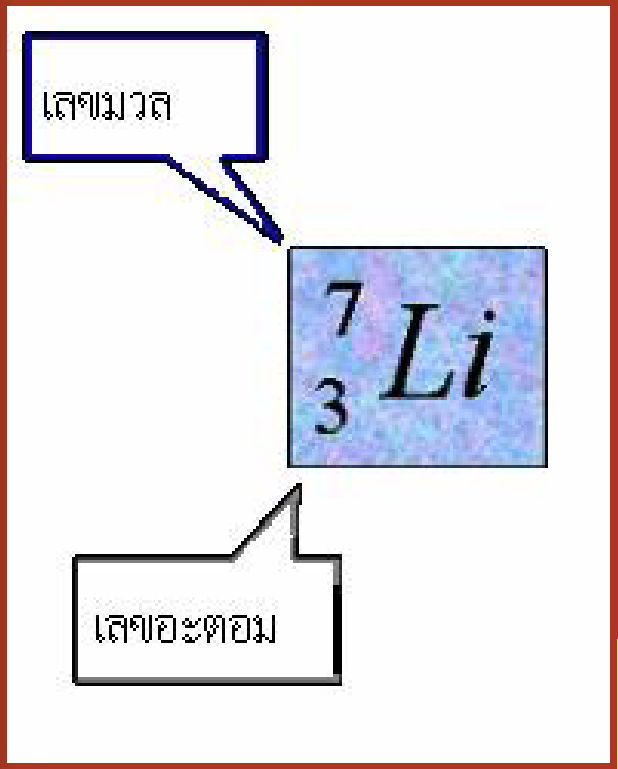
เขียน (A) ไว้ข้างบนด้านซ้ายของสัญลักษณ์ธาตุ

เขียน (Z) ไว้ข้างล่างด้านซ้ายของสัญลักษณ์ธาตุ

X = สัญลักษณ์ของธาตุ



ตัวอย่าง



ดังนั้น อะตอมของธาตุลิเทียม (Li)

มีจำนวนโปรตอน = 3 ตัว

อิเล็กตรอน = 3 ตัว

และนิวตรอน = 4 ตัว

จำนวนนิวตรอน = เลขมวล - จำนวนโปรตอน

หรือ = เลขมวล - เลขอะตอม

ไอโซโทป (Isotope) หมายถึง อะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน มีเลขอะตอมเท่ากันแต่มีเลขมวลต่างกัน เช่น

$$^{1}_{1}H \quad ^{2}_{1}H \quad ^{3}_{1}H$$

ไอโซบาร์ (Isobar) หมายถึง อะตอมของธาตุต่างชนิดกัน ที่มีเลขมวลเท่ากัน แต่มีเลขอะตอมไม่เท่ากัน เช่น

$$^{12}_{6}C \quad ^{12}_{5}B$$

ไอโซโทน (Isotone) หมายถึง อะตอมของธาตุต่างชนิดกัน มีจำนวนนิวตรอนเท่ากัน แต่มีเลขมวลและเลขอะตอมไม่เท่ากัน เช่น

$$^{12}_{6}C \quad ^{11}_{5}B$$

ไอโซอิเล็กทรอนิก(Isoelectronics) หมายถึง อะตอมหรือไอออนที่มีจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากัน และมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเหมือนกัน

$$_{7}N^{3-} \qquad _{9}F^{-} \qquad _{8}O^{2-}$$

บางกรณีจะเขียนธาตุที่เป็นไอโซโทปกันดังนี้ “ธาตุ-เลขมวล”

- **U-238 ,U-235 เป็นเชื้อเพลิงในโรงงานไฟฟ้านิวเคลียร์**
- **C-14, C-13, C-12 ในการหาอายุของวัตถุโบราณ**

ตัวอย่างคำนวณ

จงหาจำนวนอนุภาคมูลฐานของธาตุต่อไปนี้

$^{11}_{5}B$

เลขมวล(A)เท่ากับ 11

เลขอะตอม (Z) เท่ากับ 5

จำนวนโปรตอน (p) เท่ากับ 5

จำนวนอิเล็กตรอน (e) เท่ากับ 5

จำนวนนิวตรอน (n) เท่ากับ 6

ทดสอบ

สัญลักษณ์ ${}^{A}_{Z}X$	p^+	e^-	n
${}^{12}_{6}C$	6	6	6
${}^{23}_{11}Na$			
${}^{39}_{19}K$			
${}^{40}_{20}Ca$			

ไอออน(Ion)

อนุภาคที่มีประจุไฟฟ้า เกิดจากจำนวนโปรตอนกับจำนวนอิเล็กตรอนภายในอะตอมแตกต่างกัน เนื่องจากจำนวนอิเล็กตรอนเปลี่ยนไป

จำนวนโปรตอน (p) $\neq$ จำนวนอิเล็กตรอน (e)

Negative ion $\longrightarrow$ $p < e$

Positive ion $\longrightarrow$ $p > e$

ไอออนบวก (cation) เกิดจากอะตอมให้อิเล็กตรอนไป ทำให้มีประจุไฟฟ้าเป็นบวก เท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่ให้ไป

เช่น $^{23}_{11}Na^{+}$

จำนวนโปรตอน เท่ากับ 11

จำนวนอิเล็กตรอน เท่ากับ 10

จำนวนนิวตรอน เท่ากับ 12

ไอออนลบ (anion) เกิดจากอะตอมรับอิเล็กตรอน จะมีประจุลบเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่รับ

$^{14}_{7}N^{3-}$

จำนวนโปรตอน เท่ากับ 7

จำนวนอิเล็กตรอน เท่ากับ 10

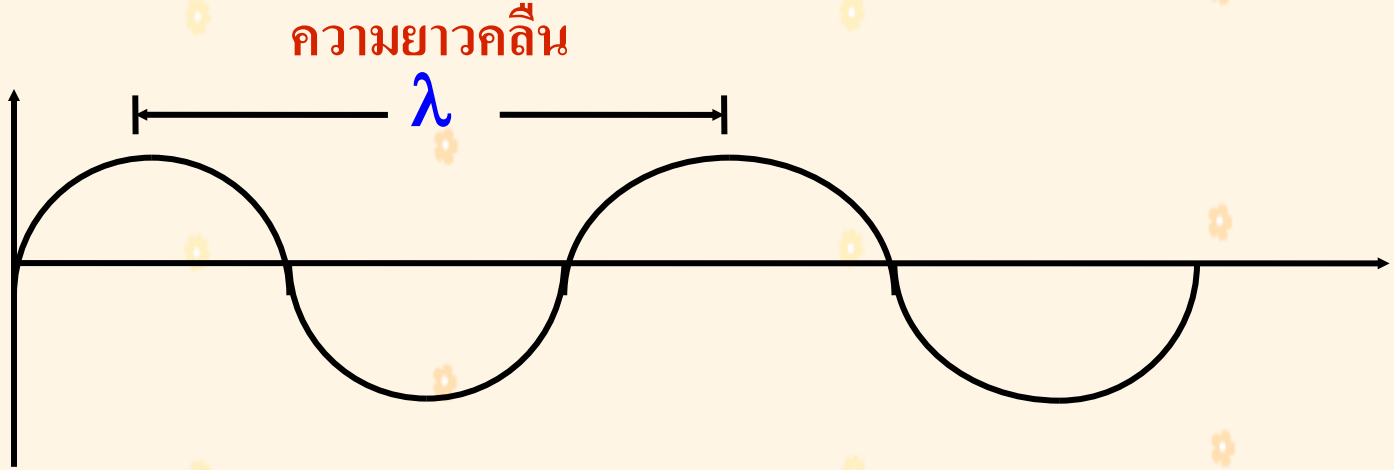
จำนวนนิวตรอน เท่ากับ 7

Niels Bohr (ค.ศ.1885 - 1962)

ศึกษาสเปกตรัมของธาตุ

สเปกตรัม (spectrum) คือ ผลที่ได้รับจากพลังงานคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าที่มีความยาวคลื่นและความถี่ต่างๆ เป็นอนุกรมของแถบสีหรือเส้นที่ได้จากการผ่านพลังงานรังสีเข้าไปในสเปกโตรสโคป ซึ่งทำให้พลังงานรังสีแยกออกเป็นแถบ หรือเป็นเส้นที่มีความยาวคลื่นต่างๆ

คลื่น (wave)



องค์ประกอบของคลื่น

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

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

จากการศึกษาเรื่องคลื่นจะได้ความสัมพันธ์ระหว่างความยาวคลื่นและความถี่ของคลื่นดังนี้

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

เขียนเป็นสมการได้ดังนี้

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

เมื่อ ν = ความถี่

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

λ = ความยาวคลื่น

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

สรุปว่า

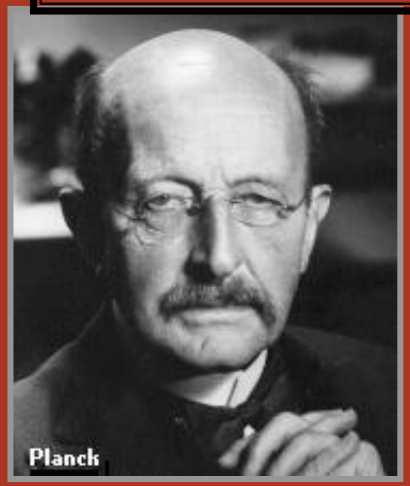
$$E \propto \nu$$

$$E = h\nu$$

มักซ์ คาร์ล แอนสต์ ลุดวิก พลังค์

Max Karl Ernst Ludwig Planck (1858 - 1947)

German physicist



E เป็นพลังงาน มีหน่วยเป็นจูล (J)

ν คือ ความถี่ของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้ามีหน่วยเป็นรอบต่อวินาทีหรือเฮิรตซ์ (Hz)

H คือ ค่าคงที่ของพลังค์ มีค่า 6.625×10^{-34} จูลวินาที (J.s)

$E = h\nu$

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

$E = \frac{hc}{\lambda}$

ตัวอย่างคำนวณ

จงหาความยาวคลื่นและพลังงานของคลื่นที่มีความถี่ 6.26×10^{14} Hz

$\nu = \frac{c}{\lambda}$

$\lambda = \frac{c}{\nu}$

$\lambda = \frac{3x10^{8} m/s}{6.26x10^{14} s^{-1}}$

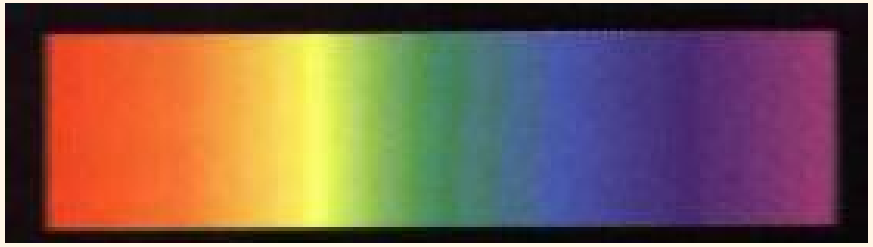
$\lambda = 479nm$

$E = h\nu$

$E = 6.625 \times 10^{-34}$ J.s $\times 6.26 \times 10^{14}$ s^{-1}

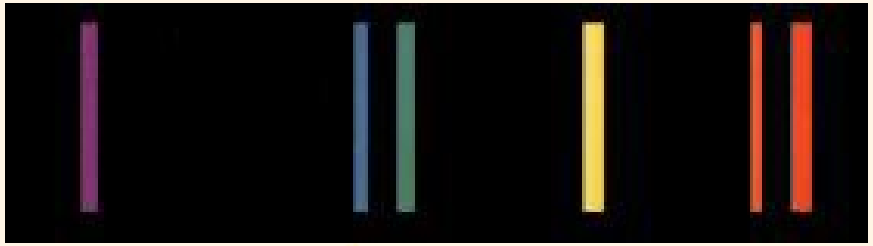
$E = 4.15 \times 10^{-19}$ J

สเปกตรัม (spectrum)

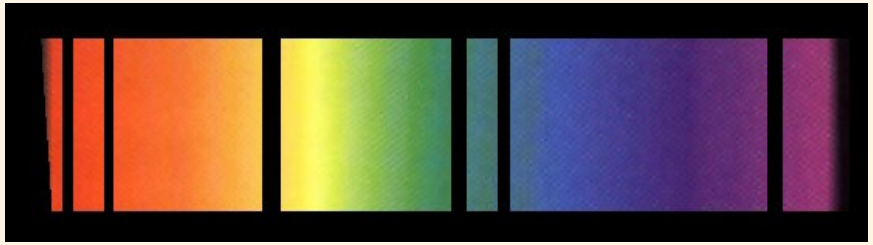


สเปกตรัมแบบต่อเนื่อง

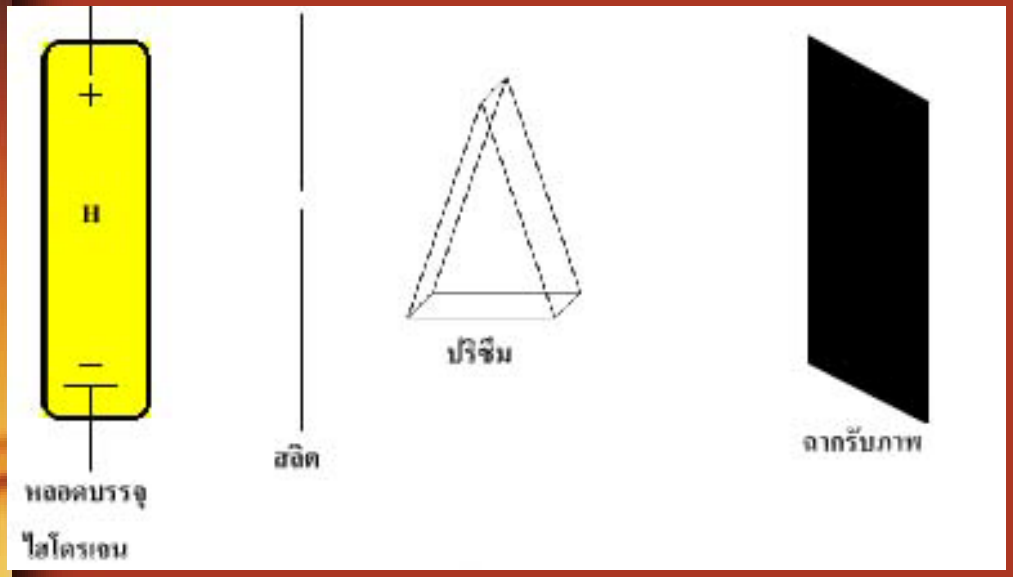
แสงที่มองเห็นได้ (Visible light) ความยาวคลื่นในช่วง 400 – 700 นาโนเมตร



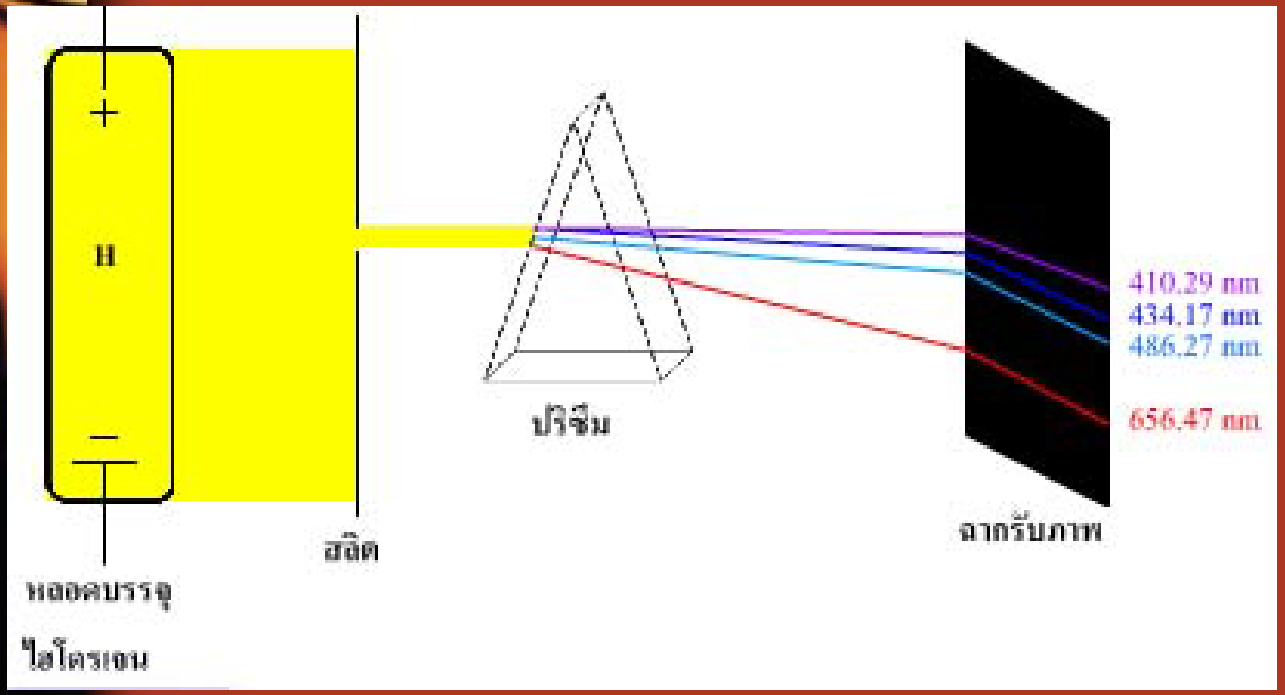
สเปกตรัมเปล่งออกแบบเส้น



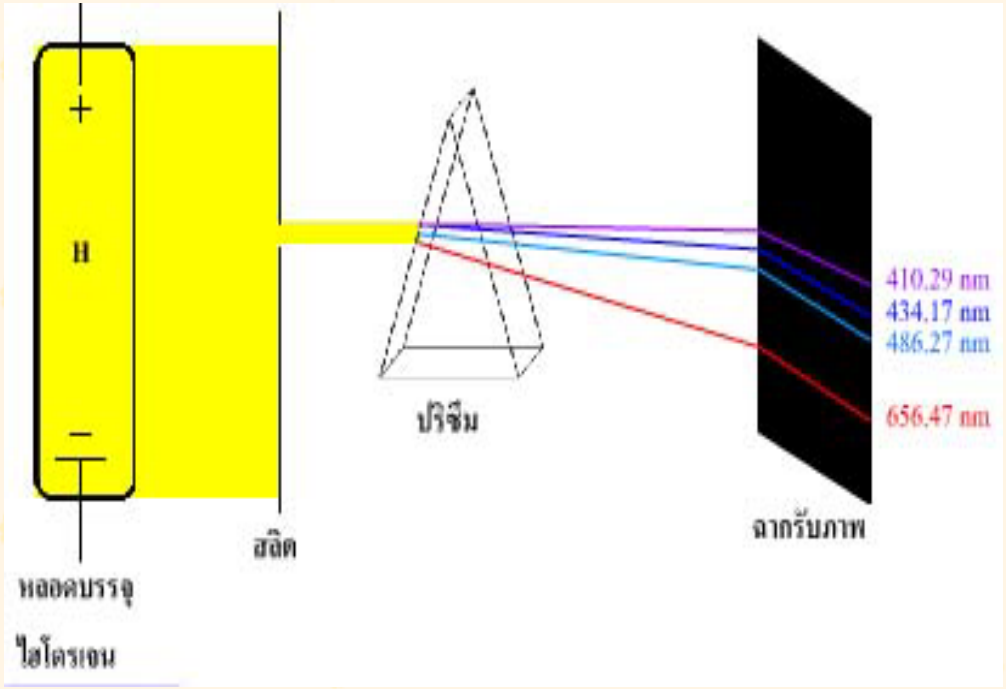
สเปกตรัมดูดกลืนแบบเส้น

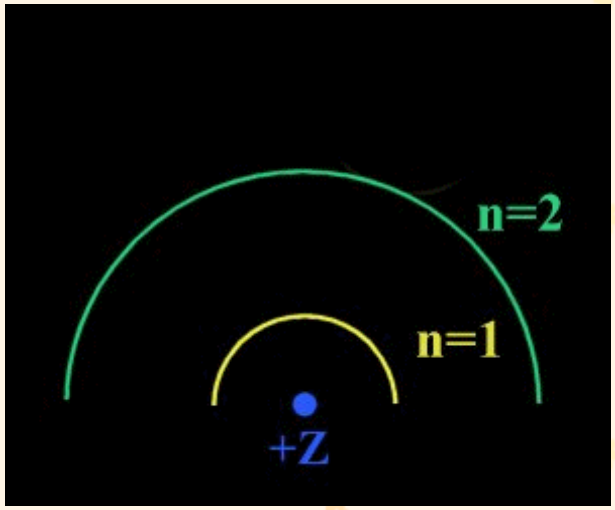


อุปกรณ์การทดลอง



ผลการทดลอง



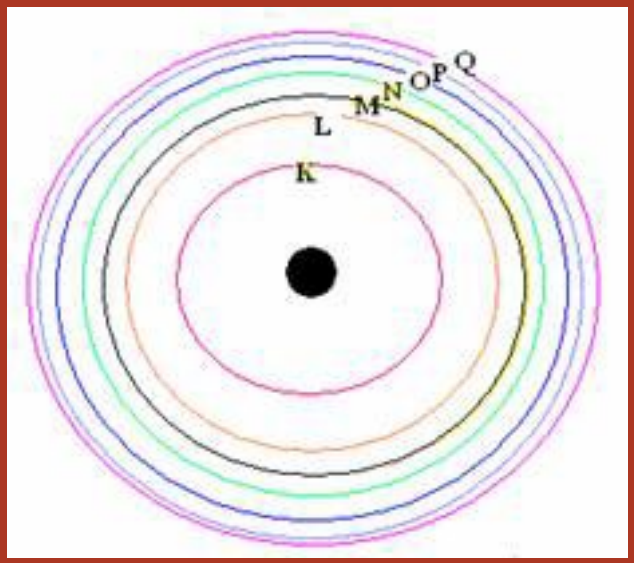


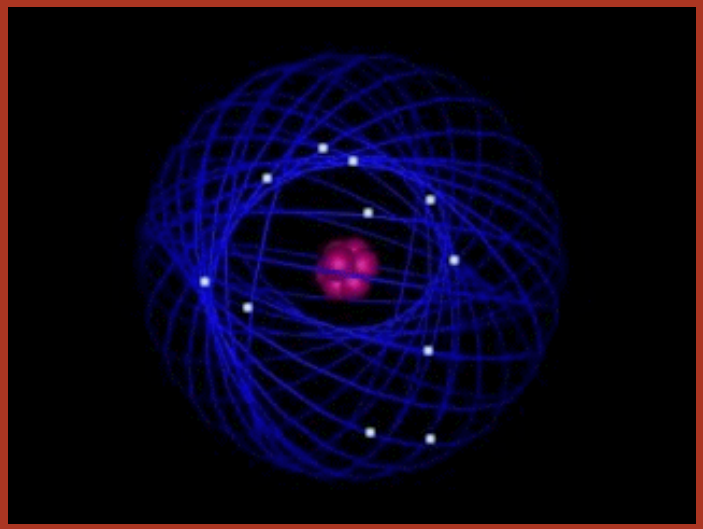
อิเล็กตรอนจะคายพลังงานออกมาในรูปของพลังงานรังสี

สรุปผลการทดลอง

การเปล่งแสงของธาตุไฮโดรเจน เกิดจากอิเล็กตรอนเปลี่ยนระดับพลังงานจากวงโคจรสูงไปสู่วงโคจรต่ำ พร้อมทั้งคายพลังงานในรูปแสงสีต่าง ๆ

แบบจำลองอะตอมของโบร์





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

ประโยชน์ที่เราสามารถนำไปประยุกต์ใช้ได้จากงานของโบร์

1. ธาตุทุกธาตุเมื่ออิเล็กตรอนถูกกระตุ้น จะเปล่งแสงออกมาได้เฉพาะตัว จึงมีประโยชน์อย่างมากในงานเคมีวิเคราะห์ เพื่อระบุว่าตัวอย่าง (sample) นั้นมีอะตอมของธาตุใดเป็นองค์ประกอบ

2.หลอดไฟ แสงจากหลอดไฟเกิดจากการระดมยิงอะตอมของธาตุเช่น ปรอท, โซเดียม ด้วยอิเล็กตรอน ดังสมการ

Hg + พลังงาน -> Hg*

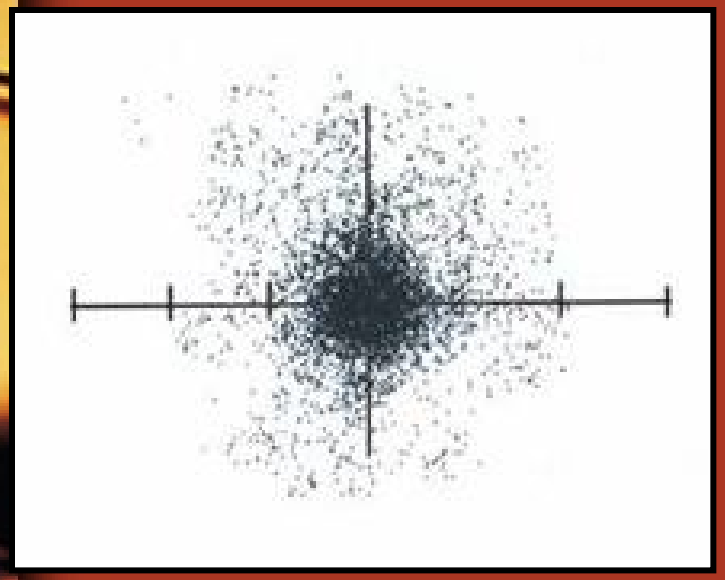
Hg* -> Hg + แสงสีเขียวอมฟ้า

จุดอ่อนทฤษฎีของโบร์และการค้นคว้าหาทฤษฎีใหม่

ทฤษฎีของโบร์ใช้อธิบายได้กับสเปกตรัมของอะตอมหรือไอออนที่มีเพียง 1 อิเล็กตรอน เช่น H, He^{+}, Li^{+} แต่ใช้อธิบายสเปกตรัมทั่วไปที่มีหลายอิเล็กตรอนไม่ได้ นอกจากนั้นตามทฤษฎีของโบร์จะอธิบายโครงสร้างของอะตอมในระดับสองมิติเท่านั้น นักวิทยาศาสตร์จึงค้นคว้าทดลองหาข้อมูลต่างๆ เพื่อใช้อธิบายโครงสร้างของอะตอมให้ถูกต้องยิ่งขึ้น

แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก

จากการศึกษาค้นคว้าเพิ่มเติม จนได้ข้อมูลที่ทำให้เชื่อว่าอิเล็กตรอนไม่ได้เคลื่อนที่เป็นวงกลม แต่เคลื่อนที่เป็นรูปทรงต่างๆ ตามระดับพลังงานของอิเล็กตรอน และใช้ความรู้ทางกลศาสตร์ควอนตัม



“อะตอมประกอบด้วยกลุ่มหมอกของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส บริเวณใดหนาทึบแสดงว่ามีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้มากกว่าบริเวณที่มีกลุ่มหมอกจาง”

กลศาสตร์คลื่น

ผลงานของเดอบรอยล์และไฮเซนเบิร์กได้นำไปสู่แนวความคิดของการสร้างทฤษฎีใหม่ขึ้นมาสำหรับอธิบายเกี่ยวกับอิเล็กตรอนในอะตอมดังนี้

อาศัยสมบัติความเป็นคลื่นของอิเล็กตรอน จึงวิเคราะห์หาสมบัติต่างๆของอิเล็กตรอนโดยการสร้างสมการคลื่น (wave equation) แล้วแก้สมการเพื่อหาค่าต่างๆออกมา

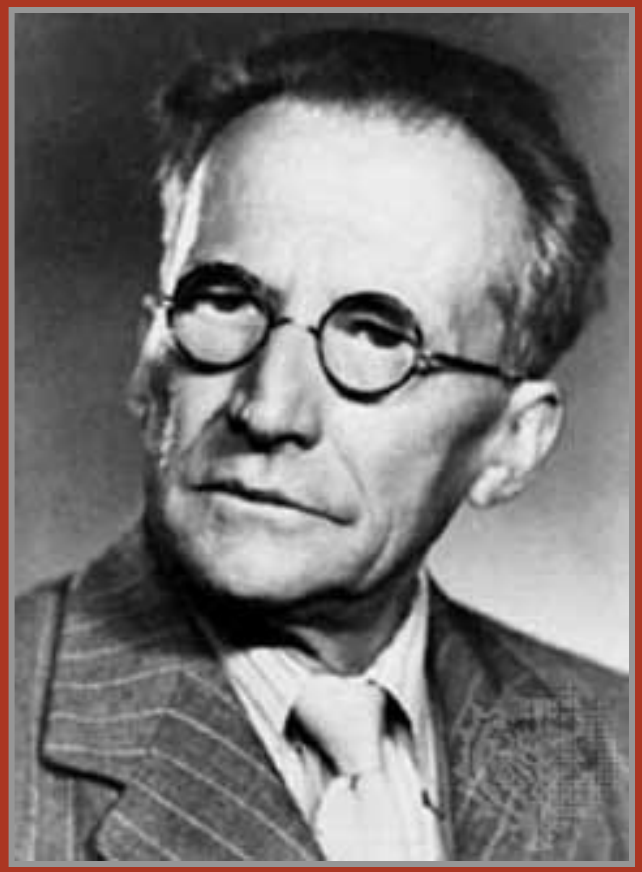
เนื่องจากอิเล็กตรอนมีขนาดเล็กมาก สมบัติต่างๆของอิเล็กตรอนจะวัดได้ในระดับโอกาส หรือความน่าจะเป็น (probability) ที่จะพบอิเล็กตรอนที่บริเวณต่างๆรอบนิวเคลียส หรือความหนาแน่นของอิเล็กตรอน (electron density) ที่บริเวณต่างๆรอบนิวเคลียส

แอร์วิน รูดอร์ฟ โยเซฟ อเล็กซานเดอร์ ชเรอดิงเงอร์

Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger

(1887 – 1961)

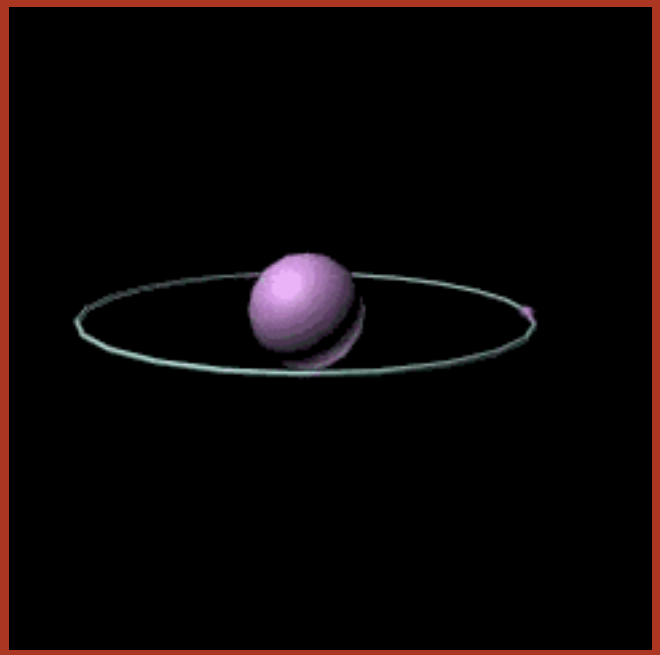
Austrian physicist



เลขควอนตัม (Quantum Number)

เลขควอนตัมสปิน

เลขควอนตัมหลัก



เลขควอนตัมแม่เหล็ก

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

เลขจำนวนเต็ม (n, l, m_l) ที่ปรากฏในสมการชเรอดิงเจอร์เป็นตัวระบุถึงพลังงานของอิเล็กตรอนว่ามีได้ในขนาดหรือค่าจำเพาะเท่านั้น ลักษณะเช่นนี้เรียกได้ว่า **ควอนไทเซชัน (quantization)** เลขจำนวนเต็มแต่ละตัวเรียกว่า**เลขควอนตัม** จากการแก้สมการคลื่นที่ซับซ้อนขึ้นไปอีก พบว่ามีเลขควอนตัมใหม่สำหรับอิเล็กตรอนอีกค่าหนึ่ง คือ m_s เราอาจกล่าวถึงอิเล็กตรอนตัวหนึ่งตัวใดภายในอะตอมด้วยเลขควอนตัมทั้ง 4 ค่า อิเล็กตรอนแต่ละตัวมีค่าทั้ง 4 นี้ แต่ละชุดไม่ซ้ำกันโดยที่ค่า n, l, m_l, m_s จะเป็นตัวกำหนดพลังงานของอิเล็กตรอนตัวนั้น

เลขควอนตัมหลัก

n เรียกว่า Principle quantum number (เลขควอนตัมหลัก) บอกให้ทราบถึงระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอนตัวนั้นๆ

n มีค่าได้ตั้งแต่ 1,2,3,...

ค่า n ยิ่งสูงแสดงว่าอิเล็กตรอนอยู่ห่างจากนิวเคลียสและมีพลังงานสูงขึ้น

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

l เรียกว่า Angular momentum quantum number (เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม) หรือ Orbital quantum number(เลขควอนตัมออร์บิทัล)หรือ Azimuthal quantum number (เลขควอนตัมแอซิมิวทัล)

ค่า l มีความสัมพันธ์กับโมเมนตัมเชิงมุมของอิเล็กตรอน เมื่อกำหนด n เป็นค่าหนึ่งแล้ว l จะมีค่าเป็นเลขจำนวนเต็มตั้งแต่ 0, 1, 2 ,....., n-1

เช่น ถ้า n = 3 ค่า l จะมีได้เป็น 0, 1, 2

ถ้าค่า l สูงแสดงว่าอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ด้วยโมเมนตัมเชิงมุมสูงและมีพลังงานสูงค่า l บอกให้ทราบถึงระดับพลังงานย่อยของอิเล็กตรอนและบอกให้ทราบถึงรูปร่างของออร์บิทัลที่บรรจุอิเล็กตรอนตัวนั้น

ใช้สัญลักษณ์แทนค่า l ดังนี้

l = 0 เรียกว่า s

l = 1 เรียกว่า p

l = 2 เรียกว่า d

l = 3 เรียกว่า f

l = 4 เรียกว่า g (ยังไม่พบอิเล็กตรอนในออร์บิทัลนี้)

เลขควอนตัมแม่เหล็ก

m_l เรียกว่า Magnetic quantum number (เลขควอนตัมแม่เหล็ก)

การเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสเหมือนกระแสไฟฟ้า (กระแสอิเล็กตรอน) วิ่งเป็นวงซึ่งจะทำให้เกิดสนามแม่เหล็กเหนี่ยวนำขึ้น ดังนั้นอิเล็กตรอนที่อยู่ในอะตอมจะมีสมบัติของความเป็นแม่เหล็กและมีพลังงานเป็นชุดๆ โดยแต่ละชุดจะมีพลังงานเท่ากันแต่จะมีพลังงานแตกต่างกันถ้าอยู่ในสนามแม่เหล็กภายนอก

m_l ขึ้นกับค่า l โดยจะมีค่าระหว่าง l และ -l เช่น

l = 0 (s) m_l **มีได้** 1 **ค่า คือ** 0

l = 1 (p) m_l **มีได้** (2 x 1) + 1 = 3 **ค่า คือ** +1, 0,-1

l = 2 (d) m_l **มีได้** (2 x 2) + 1 = 3 **ค่า คือ** +2, +1,

0,-1, -2

l = 3 (f) m_l **มีได้** (2 x 3) + 1 = 3 **ค่า คือ** +3, +2, +1,

0,-1, -2,-3

เมื่อ l ค่าเดียวกัน ระดับพลังงานของ m_l จะแตกต่างกันในสนามแม่เหล็กภายนอก ตัวอย่างเช่น l = 1 (p) m_l มีค่าได้ 3 ค่า คือ +1, 0,-1

ในสนามแม่เหล็กภายนอกระดับพลังงานจะแตกต่างกัน และมีค่าเรียงกันจากน้อยไปมากดังนี้ +1, 0, -1

เลขควอนตัมสปิน

m_s **เรียกว่า** Spin quantum number (**เลขควอนตัมสปิน**)

m_s เกี่ยวข้องกับโมเมนตัมเชิงมุมภายในของอิเล็กตรอน เนื่องจากอิเล็กตรอนมีสปิน หรือการหมุนรอบแกนตัวเอง อิเล็กตรอนซึ่งเป็นอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าหมุนรอบแกนตัวเอง อิเล็กตรอนก็จะเหมือนแท่งแม่เหล็กเล็กๆ

เมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กภายนอกจะมีการจัดตัวเป็นสองแบบที่ต่างกัน คือ สปินขึ้น (spin up) และสปินลง (spin down) จึงทำให้ ms มีค่าได้ 2 ค่า คือ +1/2 และ -1/2

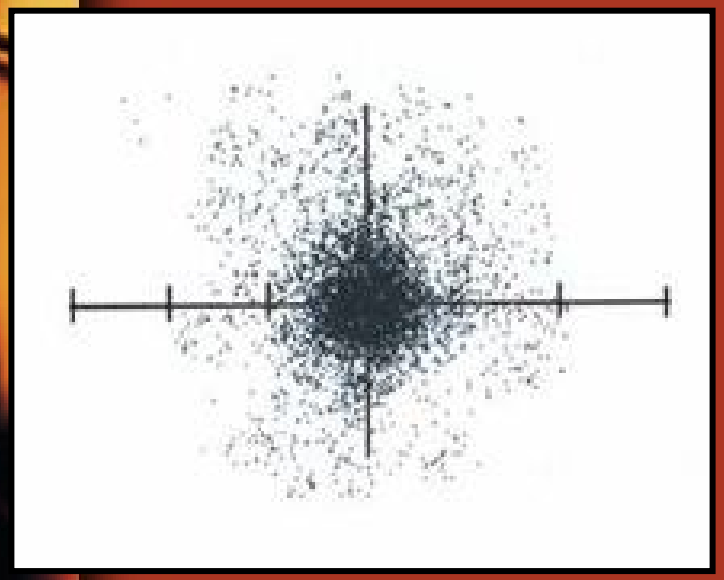
อิเล็กตรอนแต่ละตัวจะมีเลขควอนตัมทั้งสี่ชนิดนี้เป็นชุดหนึ่งชุดใด โดยเฉพาะที่ไม่ซ้ำกัน เลขควอนตัมแต่ละชุดนั้นจะตรงกับฟังก์ชันคลื่นของอิเล็กตรอน ซึ่งเป็นสิ่งกำหนดสถานะและพลังงานของอิเล็กตรอนแต่ละตัว

ตารางแสดงเลขควอนตัมของอิเล็กตรอน ในระดับ n = 1 และ n = 2

ระดับพลังงาน	n	l	m_l	M_s	ชนิดของออร์บิทัล
n = 1	1	0	0	+1/2	อิเล็กตรอน 2 ตัวอยู่ในออร์บิทัล s
	1	0	0	-1/2	
n = 2	2	0	0	+1/2	อิเล็กตรอน 2 ตัวอยู่ในออร์บิทัล s
	2	0	0	-1/2	
	2	1	+1	+1/2	อิเล็กตรอน 6 ตัวอยู่ในออร์บิทัล p
	2	1	+1	-1/2	
	2	1	0	+1/2	
	2	1	0	-1/2	
	2	1	-1	+1/2	
	2	1	-1	-1/2	

แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก

จากการศึกษาสเปกตรัมของธาตุ พลังงานไอออไนเซชันของธาตุ และความรู้ทางกลศาสตร์คลอนตัม

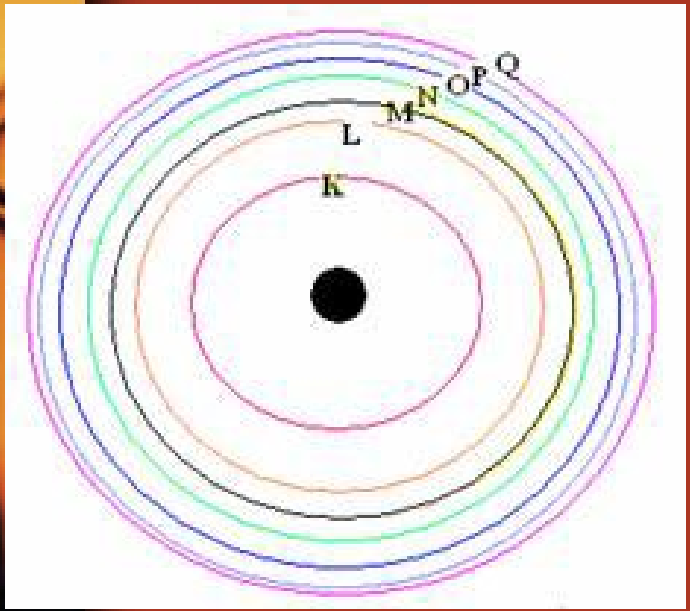


อะตอมประกอบด้วยกลุ่มหมอกของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสบริเวณใดหนาทึบแสดงว่ามีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้มาก

การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก



หลักการ

1.จัด e ในระดับพลังงานต่ำสุดก่อน

2. จำนวน e ที่มีได้มากที่สุดในแต่ละระดับพลังงานหลัก เท่ากับ $2n^2$

3. จำนวน e ในระดับพลังงานสูงสุดมีได้ไม่เกิน 8

(เวเลนซ์อิเล็กตรอน)

4. จำนวน e ที่ถัดจากระดับพลังงานสูงสุดเข้ามา 1 ระดับ ต้องเป็น 8 หรือ 18 เท่านั้น

ตัวอย่าง

จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ $^{23}_{11}Na$

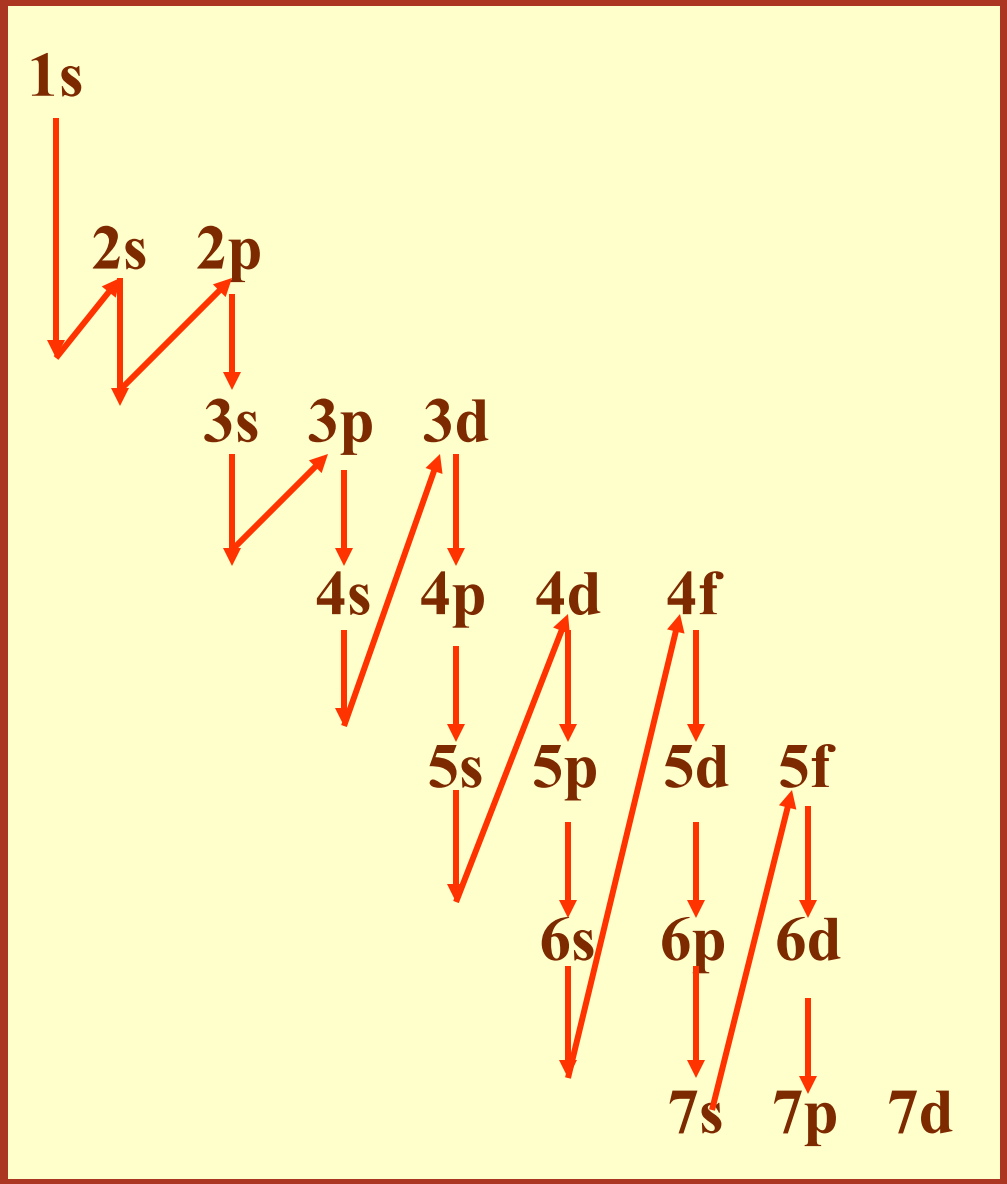
การจัดเรียงอิเล็กตรอน = 2, 8, 1

Na มีการจัดระดับพลังงาน 3 ระดับ บอกให้ทราบว่าอยู่คาบ 3

Na มีอิเล็กตรอนชั้นนอกสุด 1 ตัว บอกให้ทราบว่ามีเวเลนต์อิเล็กตรอน = 1 และอยู่ในหมู่ 1

การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

Shell	Subshell	
n = 1	s	S = 2
n = 2	s p	P = 6
n = 3	s p d	d = 10
n = 4	s p d f	f = 14


1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f
6s 6p 6d
7s 7p 7d

ตัวอย่าง

จงจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของ Mg (z = 12)

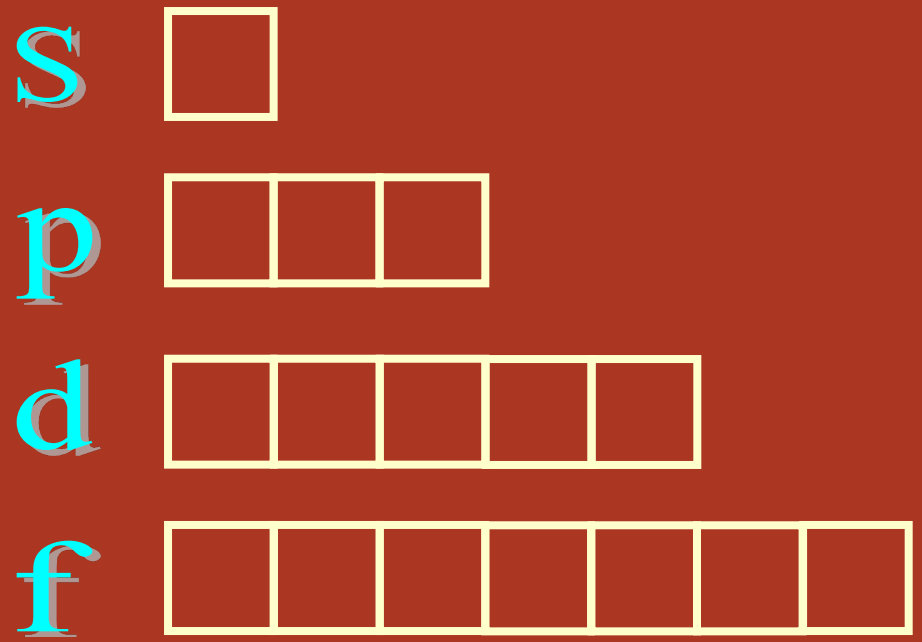
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

จงจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของ Cl

(z = 17)

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Orbital



หลักการจัดเรียงอิเล็กตรอน

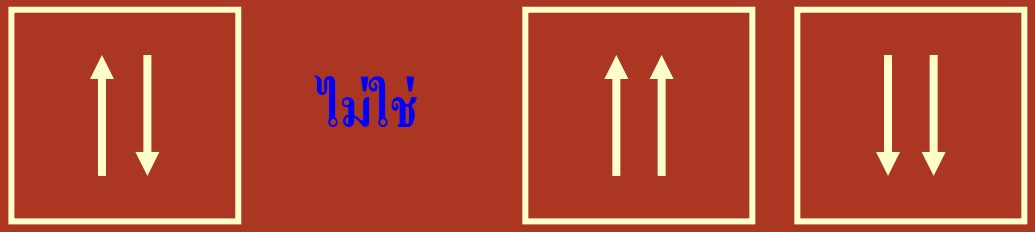
1. หลักการกีดกันของเพาลี (Pauli Exclusion Principle)

2. กฎของฮุนด์ (Hund’s Rule)

3. หลักเอาฟบาว (Aufbau Principle)

หลักการกีดกันของเพาลี (Pauli Exclusion Principle)

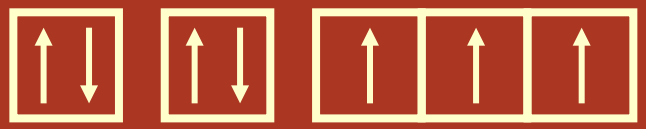
“ไม่มีอิเล็กตรอนตัวใดที่มีการจัดโครงการแบบอิเล็กตรอน (Electron configuration) เหมือนอิเล็กตรอนตัวอื่น ดังนั้น อิเล็กตรอนคู่หนึ่งในออร์บิทัลเดียวกัน จะหมุนรอบตัวเองแตกต่างกัน”



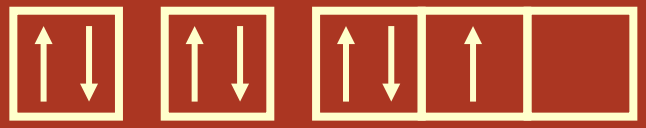
กฎของฮุนด์ (Hund's Rule)

"บรรจุอิเล็กตรอนลงในแต่ละออร์บิทัลให้เป็นอิเล็กตรอนเดี่ยวๆ มากที่สุดเท่าที่จะมากได้"

เช่น Electron configuration ของ N



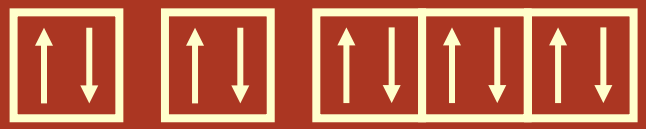
ไม่ใช่



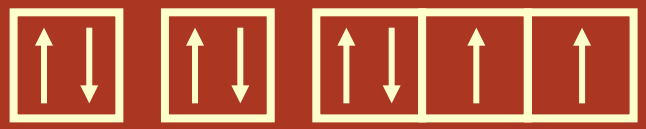
หลักเอาฟบาว (Aufbau Principle)

“ การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนให้บรรจุอิเล็กตรอนลงในระดับพลังงานย่อยที่มีพลังงานต่ำก่อน แล้วจึงบรรจุลงในระดับพลังงานย่อยที่มีพลังงานสูง”

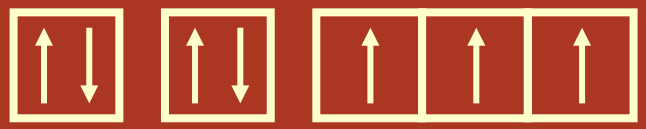
การบรรจุเต็ม (Complete subshell)



การบรรจุไม่เต็ม (Incomplete subshell)



การบรรจุครึ่ง (Half-filled subshell)



การเขียน Electron configuration ของอะตอมมี 3 แบบ

ยกตัวอย่าง Electron configuration ของ $_{11}Na$

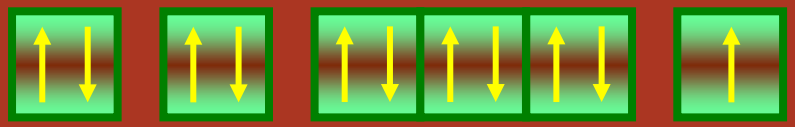
1. spdf notation

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

2. Noble-gas-core abbreviated notation

$[Ne]\ 3s^1$

3. Orbital diagrams



1s 2s 2p 3s

ตัวอย่าง

จงใช้หลัก spdf notation เขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนระดับพลังงานย่อย ของอะตอมของธาตุต่อไปนี้

Al (z = 13)

$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^1$

Cl (z = 17)

$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^5$