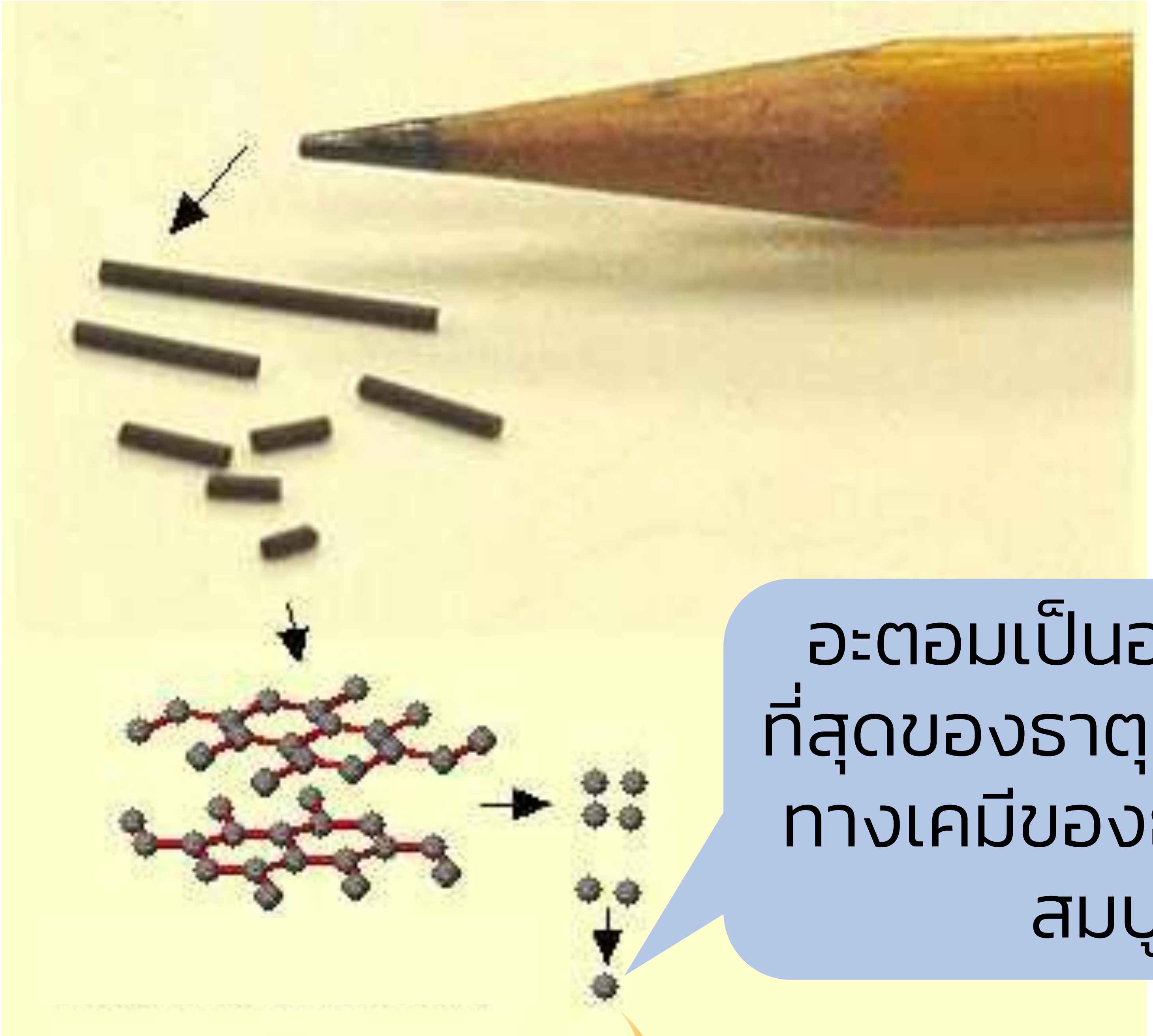
แนวคิดโครงสร้างอะตอม

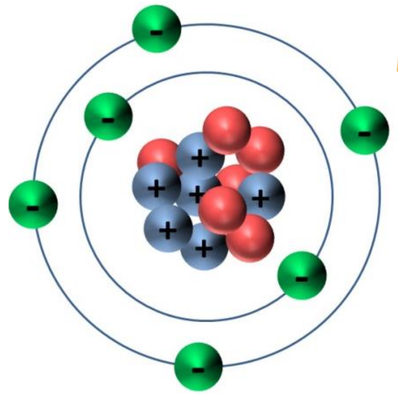
ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ

คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

อะตอม
คืออะไร?

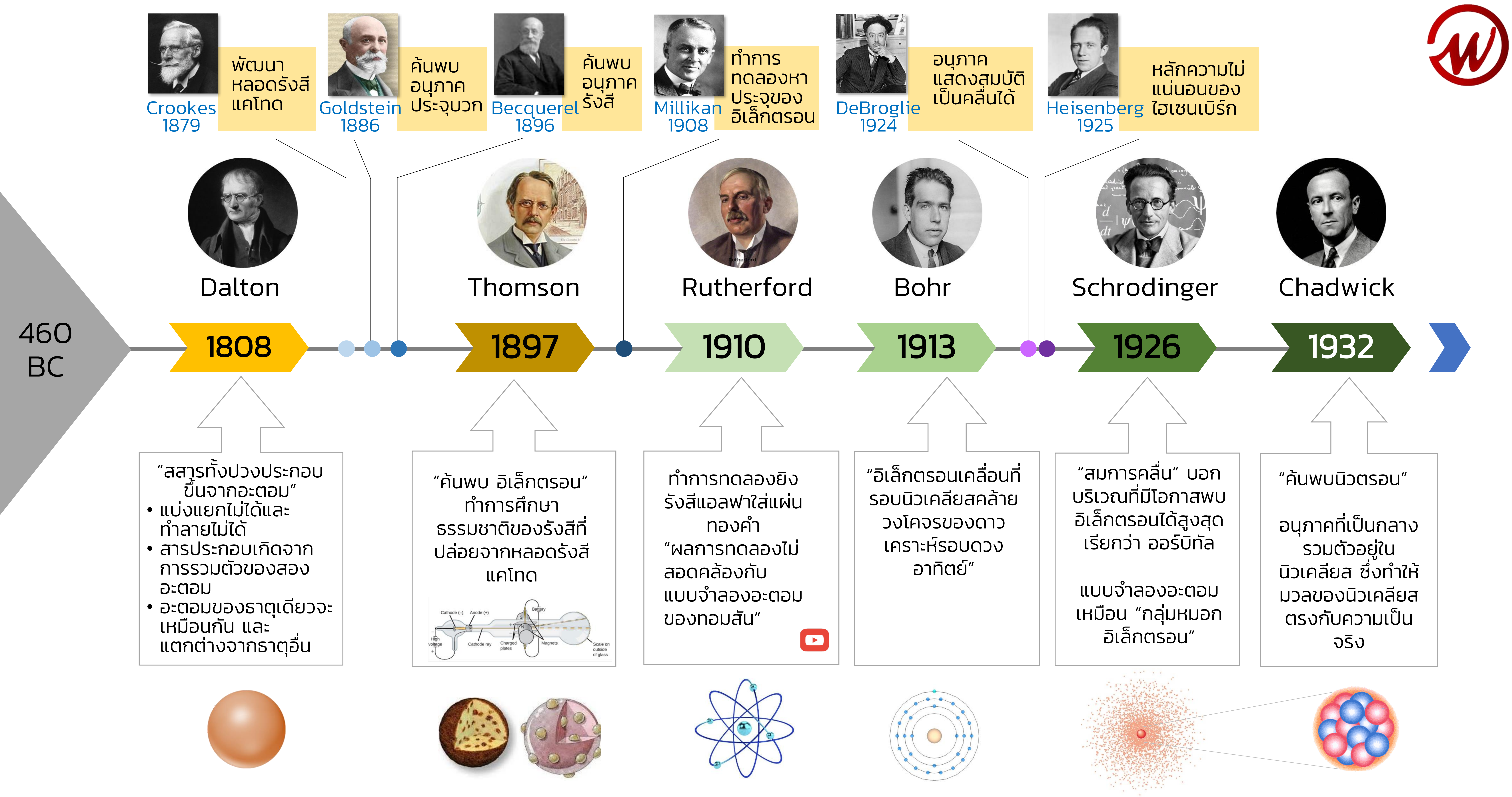


อะตอมเป็นอนุภาคที่เล็กที่สุดของธาตุที่รักษาสมบัติทางเคมีของธาตุนั้นอย่างสมบูรณ์

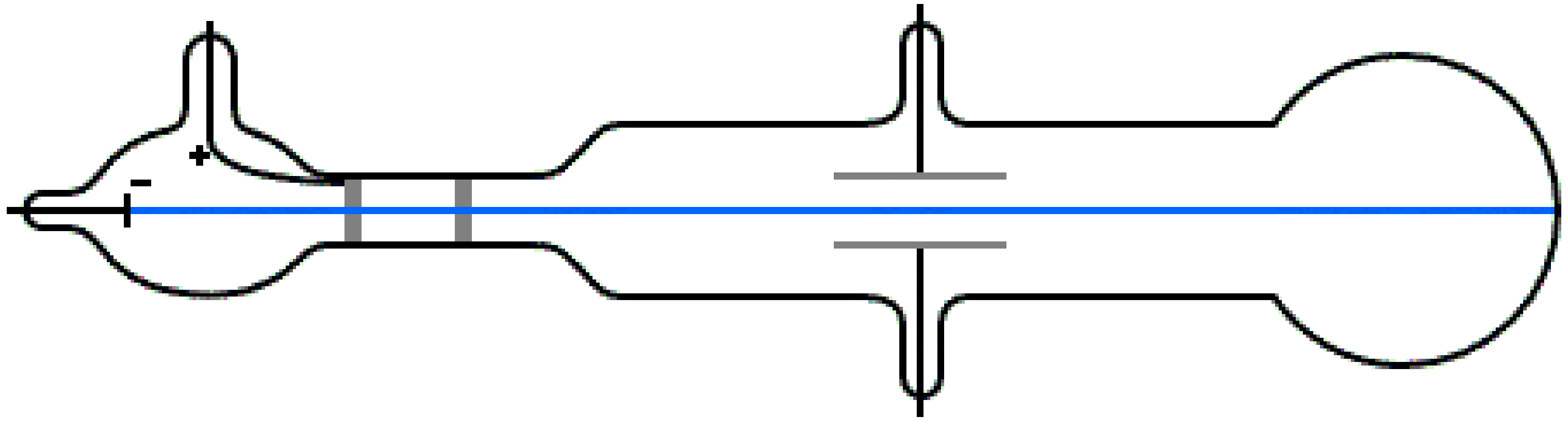


อนุภาคภายในอะตอม C ประกอบด้วย โปรตอน นิวตรอนและอิเล็กตรอน

Chemographics
woravith
woravith.c@rmutp.ac.th
http://web.rmutp.ac.th/woravith


Crookes
1879
พัฒนาหลอดรังสีแคโทด
Goldstein
1886
ค้นพบอนุภาคประจุบวก
Becquerel
1896
ค้นพบอนุภาครังสี
Millikan
1908
ทำการทดลองหาประจุของอิเล็กตรอน
DeBroglie
1924
อนุภาคแสดงสมบัติเป็นคลื่นได้
Heisenberg
1925
หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก
460 BC
Dalton
1808
“สสารทั้งปวงประกอบขึ้นจากอะตอม”
• แบ่งแยกไม่ได้และทำลายไม่ได้
• สารประกอบเกิดจากการรวมตัวของสองอะตอม
• อะตอมของธาตุเดียวจะเหมือนกัน และแตกต่างจากธาตุอื่น
Thomson
1897
“ค้นพบ อิเล็กตรอน” ทำการศึกษาธรรมชาติของรังสีที่ปล่อยจากหลอดรังสีแคโทด
Cathode (–)
Anode (+)
Battery
High voltage
Cathode ray
Charged plates
Magnets
Scale on outside of glass
Rutherford
1910
ทำการทดลองยิงรังสีแอลฟาใส่แผ่นทองคำ “ผลการทดลองไม่สอดคล้องกับแบบจำลองอะตอมของทอมสัน”
Bohr
1913
“อิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสคล้ายวงโคจรของดาวเคราะห์รอบดวงอาทิตย์”
Schrodinger
1926
“สมการคลื่น” บอกบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้สูงสุด เรียกว่า ออร์บิทัล
แบบจำลองอะตอมเหมือน “กลุ่มหมอกอิเล็กตรอน”
Chadwick
1932
“ค้นพบนิวตรอน”
อนุภาคที่เป็นกลางรวมตัวอยู่ในนิวเคลียส ซึ่งทำให้มวลของนิวเคลียสตรงกับความเป็นจริง

Thomson’s experiment (1897)



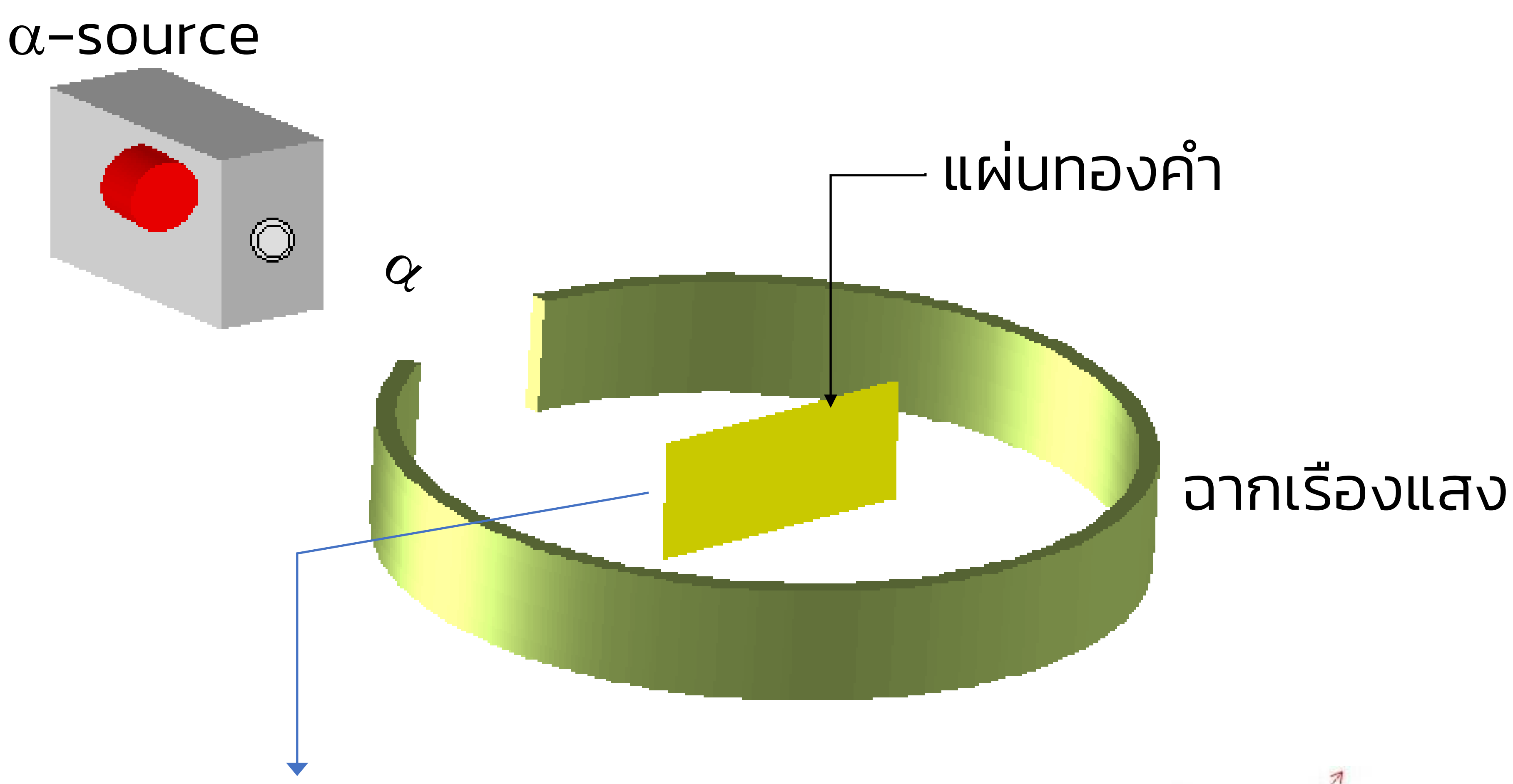
จากการทดลองของทอมสัน

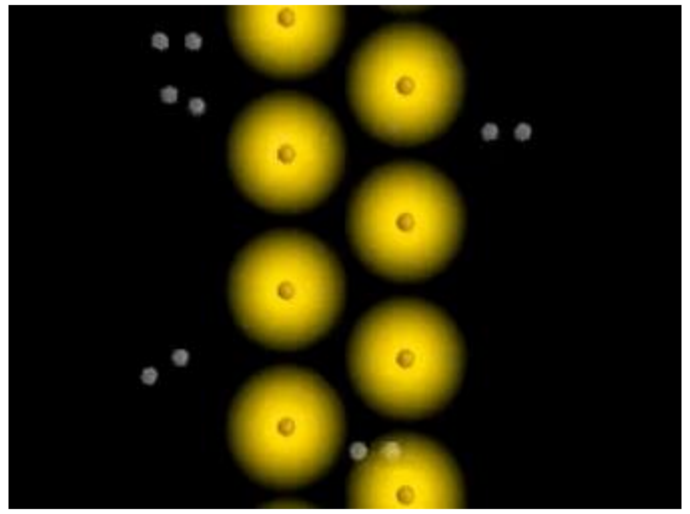
อัตราส่วนประจุต่อมวลของโปรตอน (e/m) = 9.58×10^{4} C/g

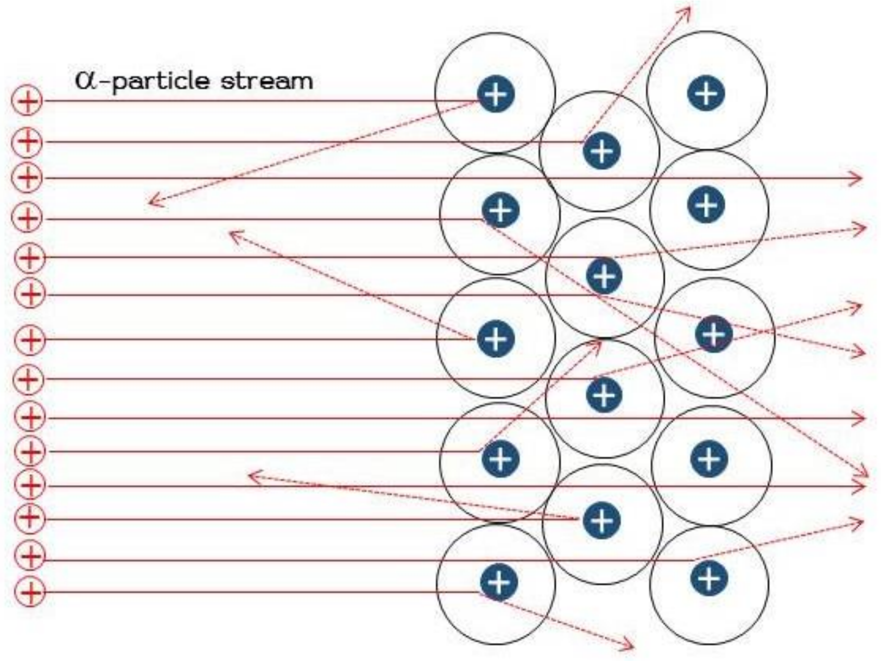
มวลของโปรตอน = 1.66×10^{-24} g

อัตราส่วนประจุต่อมวลของอิเล็กตรอน (e/m) = 1.76×10^{8} C/g

Rutherford’s gold foil experiment (1910)





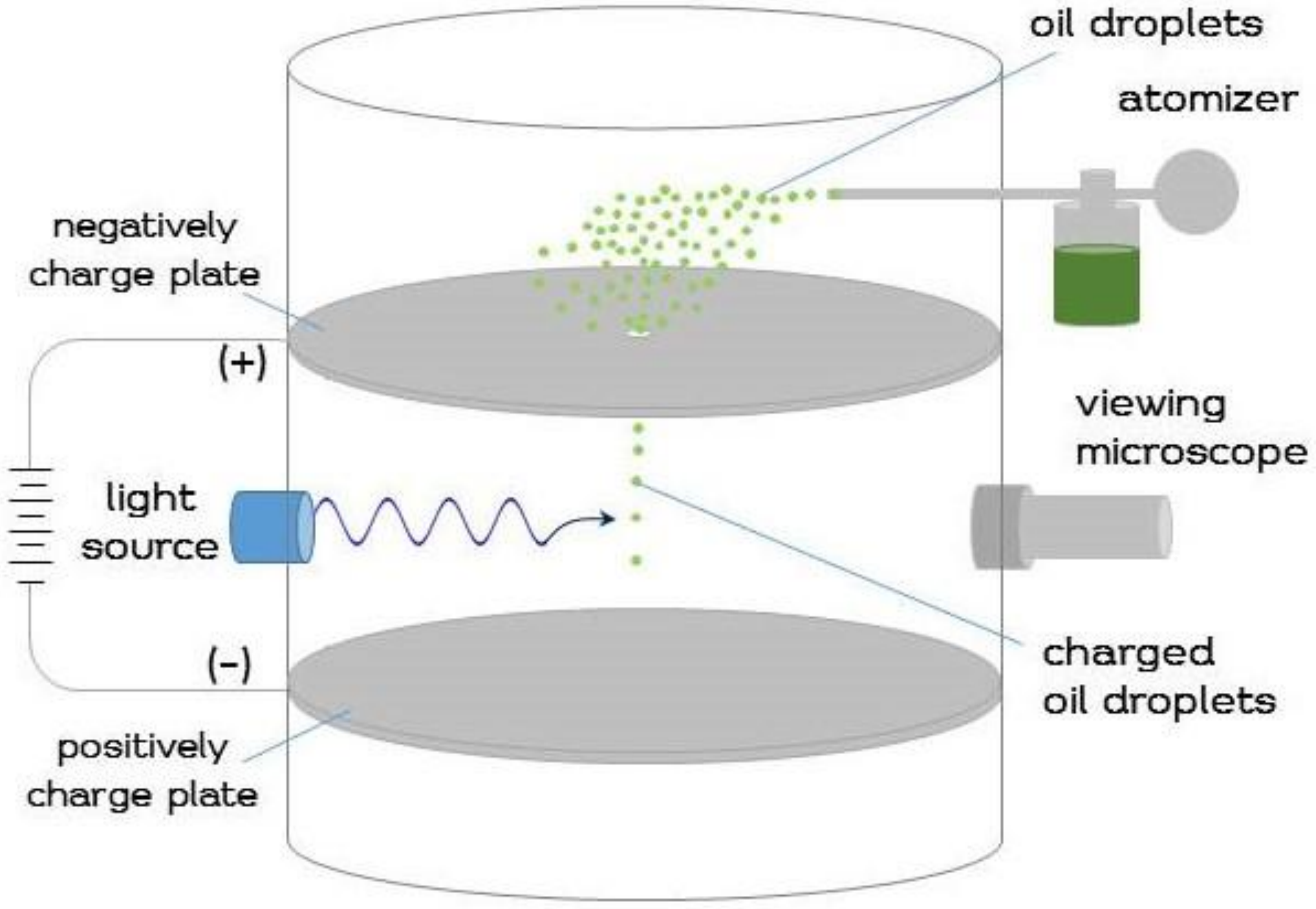


ภายในอะตอมส่วนใหญ่เป็นที่ว่าง เป็นที่อยู่ของอิเล็กตรอน
ประจุบวกทั้งหมดรวมกันอยู่ที่ตรงกลางอะตอม เรียกว่า นิวเคลียส

Millikan's oil drop experiment (1908)

การทดลองเพื่อหาค่าประจุของอิเล็กตรอน

มิลลิแกนได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ ในปี ค.ศ.1923



ประจุของอิเล็กตรอน = 1.60×10^{-19} C

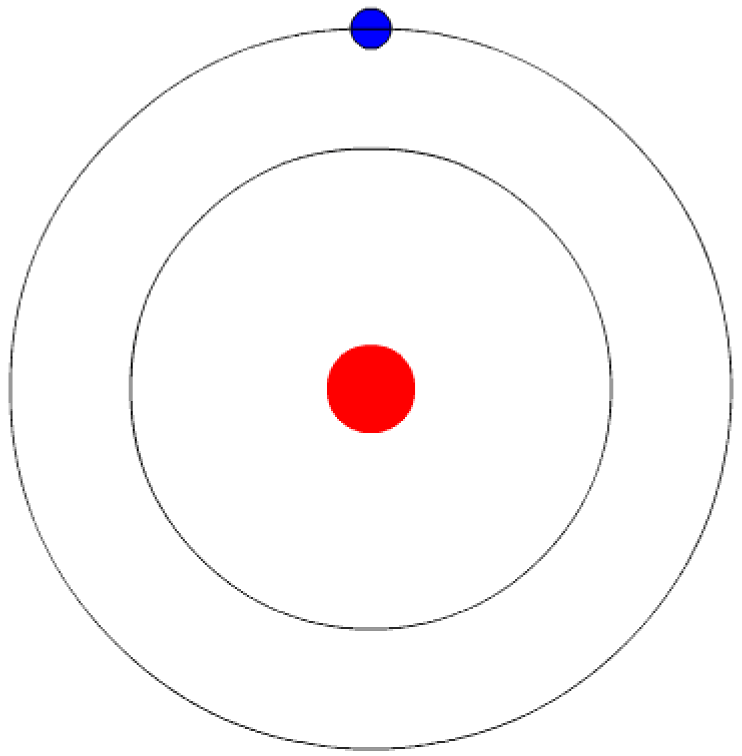
$$\text{มวลของอิเล็กตรอน} = \frac{\text{ประจุของอิเล็กตรอน}}{\text{ประจุต่อมวลของอิเล็กตรอน}}$$

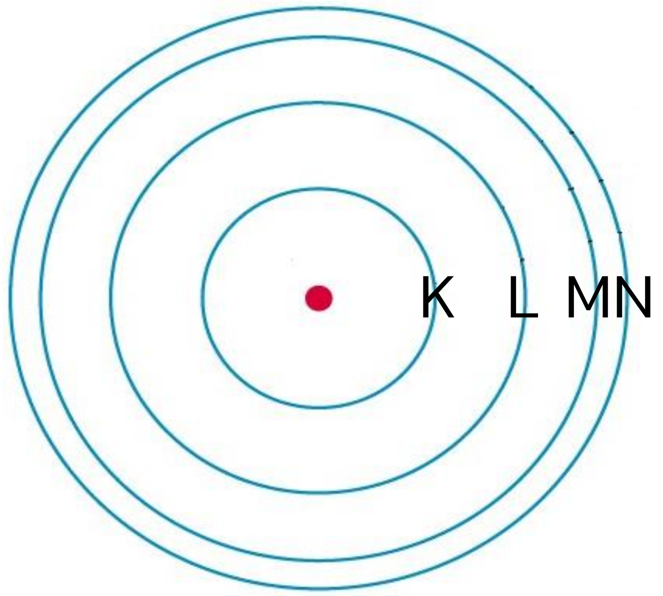
$$= \frac{1.60 \times 10^{-19}\ \text{C}}{1.76 \times 10^{8}\ \text{C/g}}$$

$$= 9.10 \times 10^{-28}\ \text{g}$$

Bohr's experiment (1913)

เสนอแบบจำลองอะตอมไฮโดรเจน (H) ขึ้นมาใหม่ โดยขยายความคิดแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด อาศัยแนวคิดเกี่ยวกับสเปกตรัมอะตอม และทฤษฎีควอนตัมของพลังค์



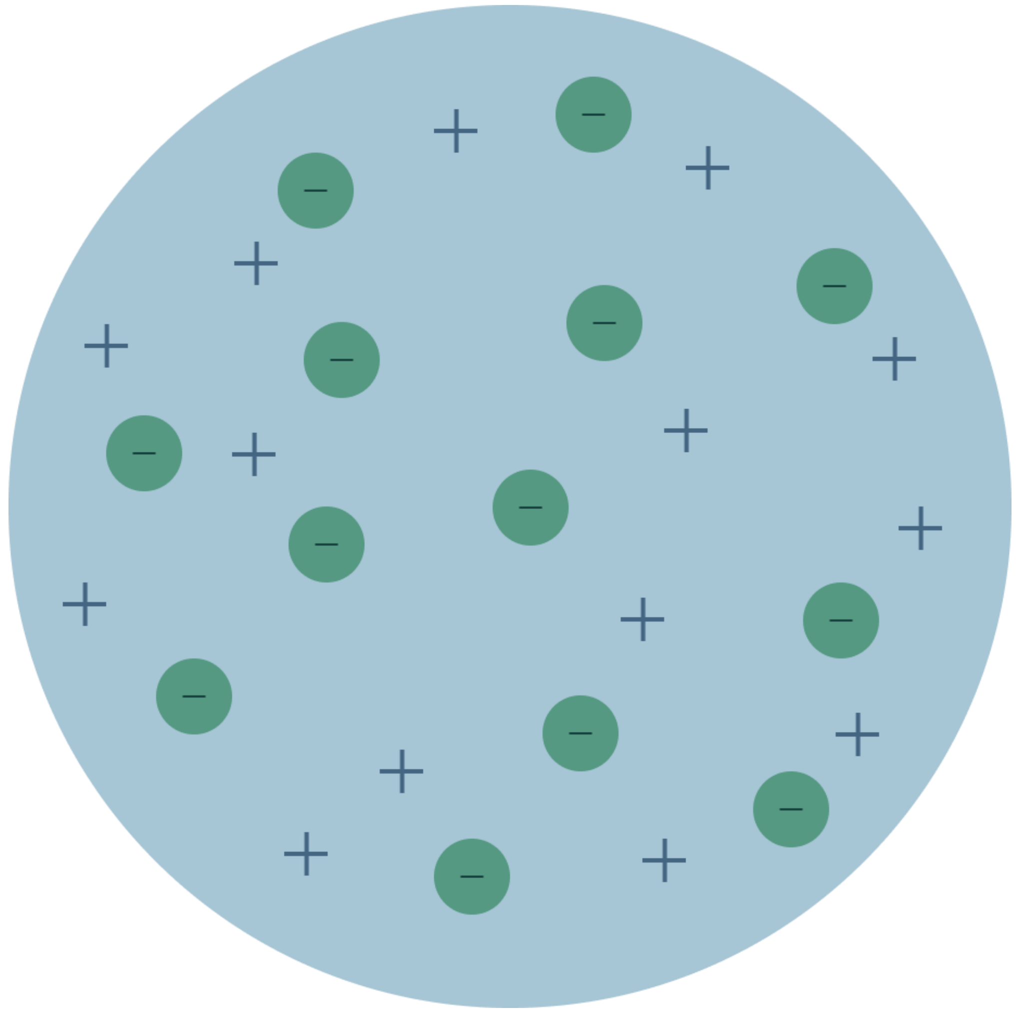


(1) อะตอม H มีระดับพลังงานที่แน่นอนเท่านั้น

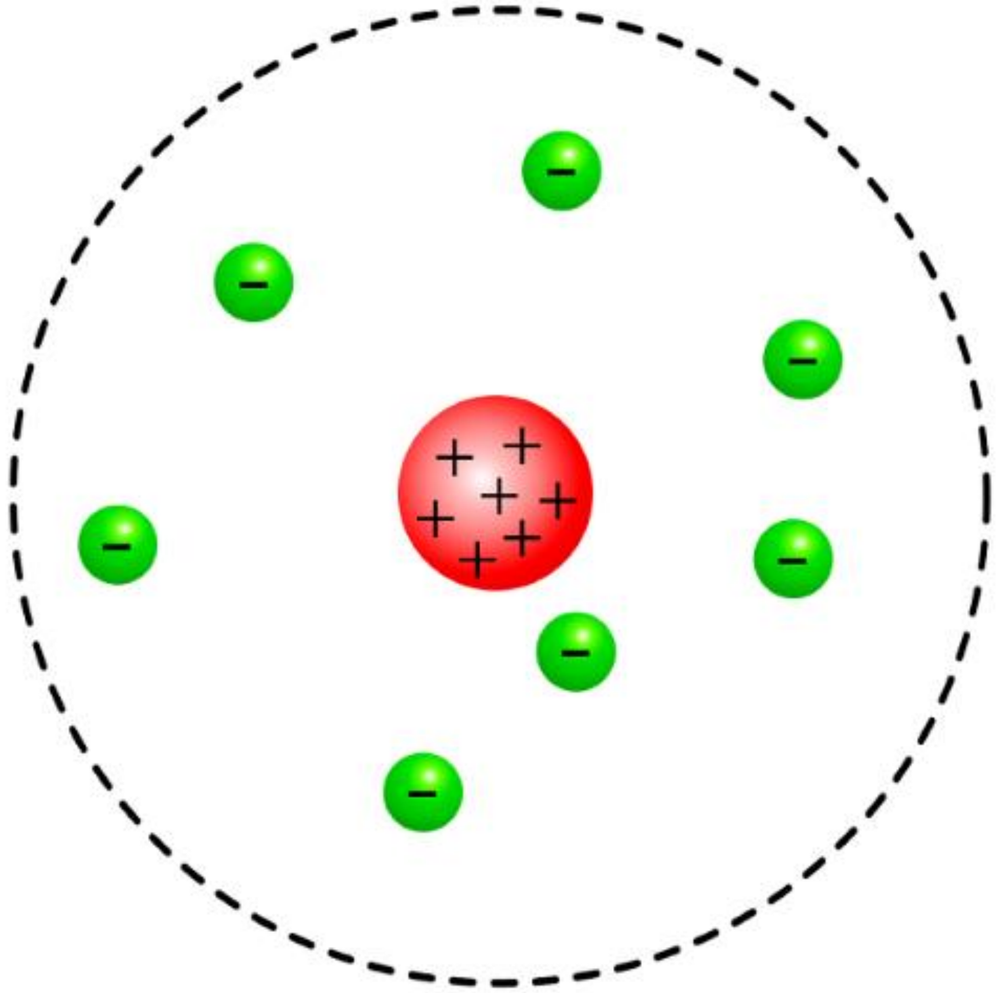
(2) อะตอมจะไม่มีการเปล่งรังสีหรือคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าใด ๆ ออกมาขณะที่อิเล็กตรอนโคจรอยู่ในระดับพลังงานคงที่

(3) อิเล็กตรอนได้รับพลังงานในปริมาณที่เหมาะสมค่าหนึ่ง อิเล็กตรอนสามารถเปลี่ยนระดับพลังงานวงโคจรจากสถานะคงที่ไปยังวงโคจรอีกระดับหนึ่ง (สูงกว่าหรือต่ำกว่าเดิม)

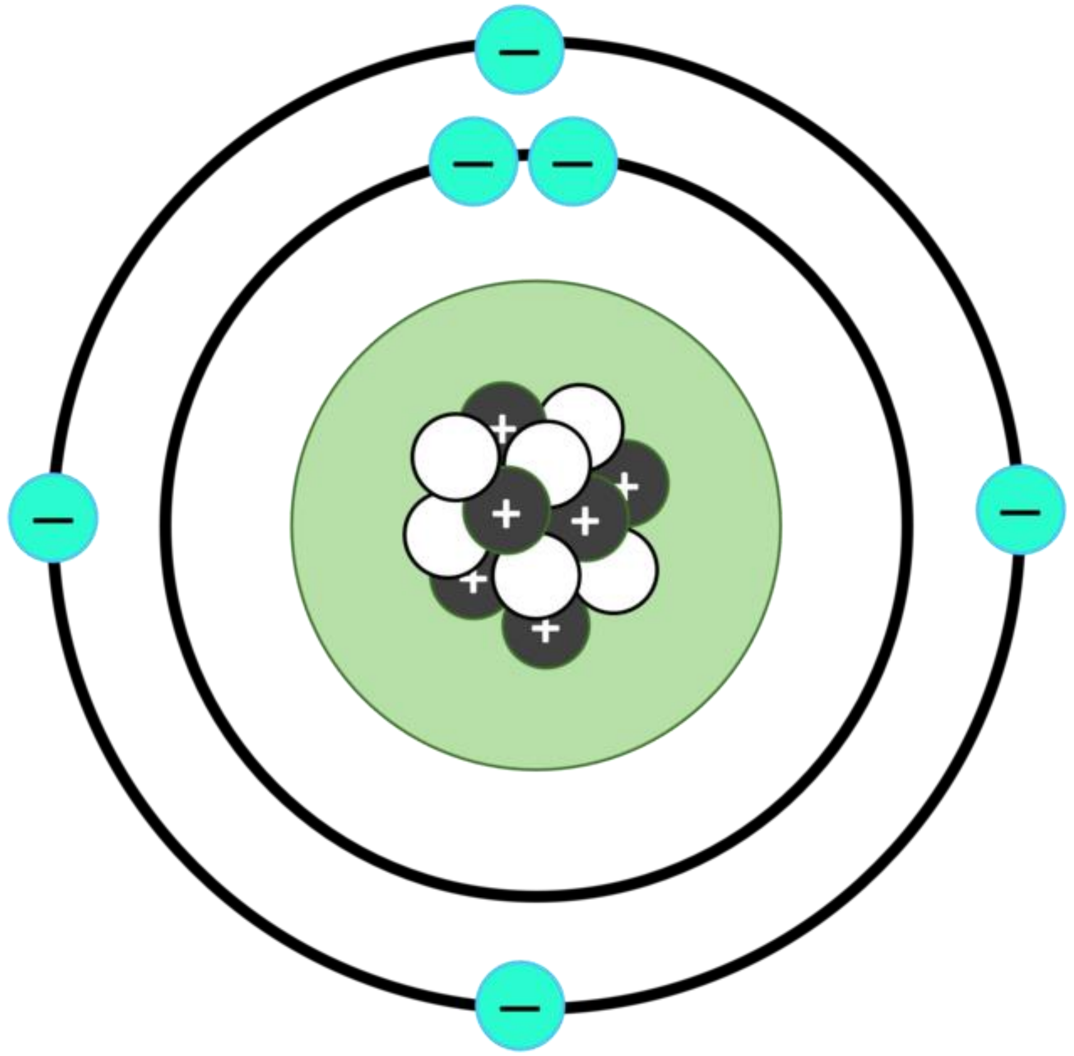
แบบจำลองอะตอมของ
Thomson
(1897)

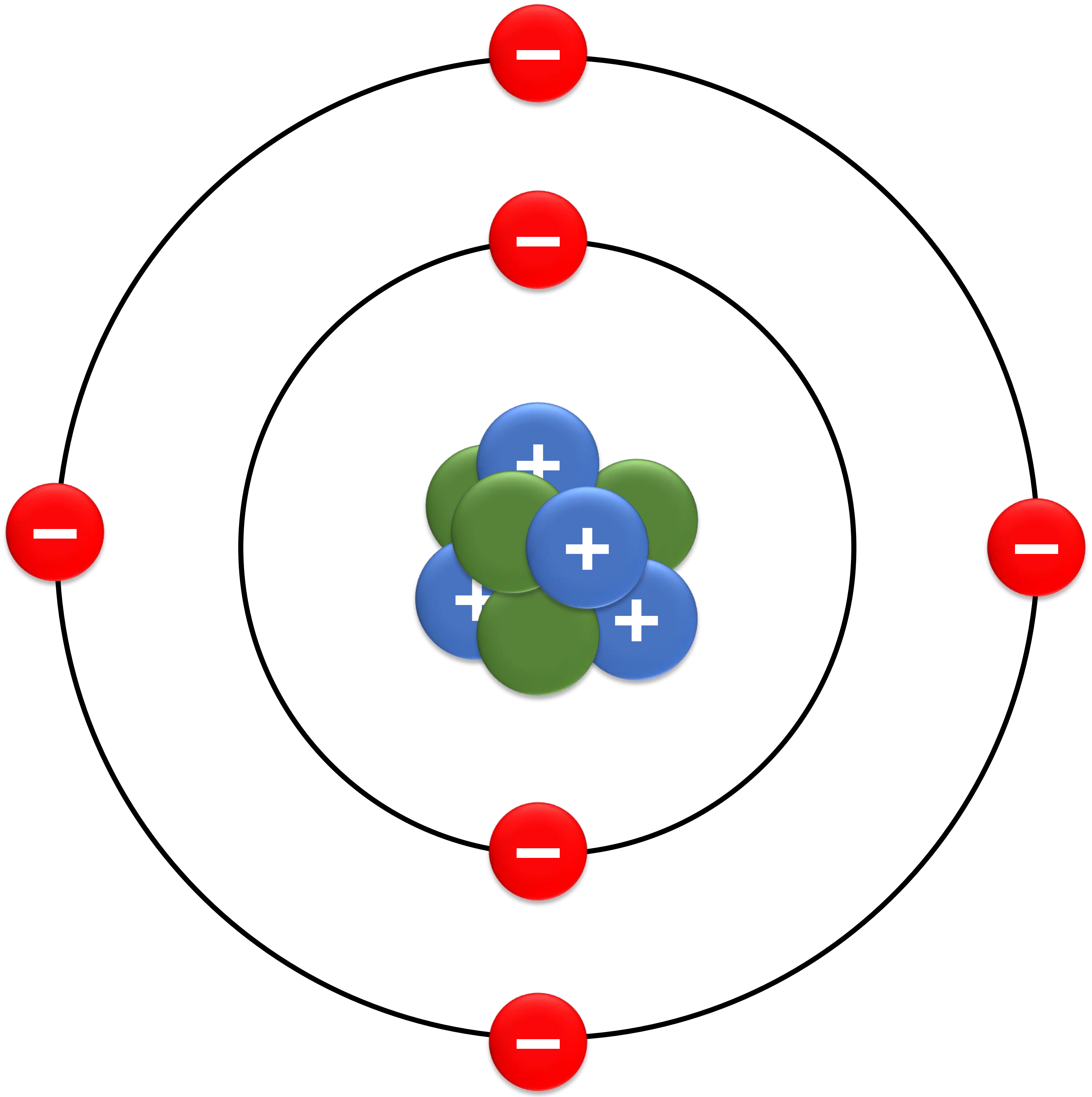


แบบจำลองอะตอมของ
Rutherford
(1910)



แบบจำลองอะตอมของ
Bohr
(1913)





อนุภาค	น้ำหนัก (กรัม)	ประจุ (คูลอมบ์)	ประจุ
อิเล็กตรอน	9.10×10^{-28}	1.60×10^{-19}	–1
โปรตอน	1.67×10^{-24}	1.60×10^{-19}	+1
นิวตรอน	1.67×10^{-24}	0	0

โปรตอน (Proton)

- มีประจุเป็นบวก
- ธาตุแต่ละธาตุมีจำนวนโปรตอนเฉพาะตัว (จำนวนโปรตอนเป็นตัวกำหนดธาตุ)
- มีมวลมากกว่าอิเล็กตรอน (1800 เท่า)
- รวมตัวอยู่ในนิวเคลียส (รวมกับนิวตรอน)
- น้ำหนักโปรตอนรวมกับนิวตรอน คือ น้ำหนักอะตอม

อิเล็กตรอน (Electron)

- มีประจุเป็นลบ
- มีจำนวนเท่ากับโปรตอน
- จำนวนอาจเปลี่ยนแปลงได้ (เพิ่มหรือลด)
- มีมวลเบาบางกว่าโปรตอน
- โคจรรอบนิวเคลียส
- อยู่ในแต่ละระดับชั้นพลังงาน

นิวตรอน (Neutron)

- ไม่มีประจุ
- จำนวนอาจเปลี่ยนแปลงได้ (เพิ่มหรือลด)
- มีมวลใกล้เคียงโปรตอน
- รวมตัวอยู่ในนิวเคลียส (รวมกับโปรตอน)

สัญลักษณ์นิวเคลียร์

น้ำหนักอะตอม = จำนวน P + จำนวน N

$${}^{A}_{Z}X$$

สัญลักษณ์ธาตุ

เลขอะตอม = จำนวน P

“อะตอมมีสภาพที่เป็นกลางทางไฟฟ้า
จึงทำให้มี
จำนวนโปรตอน = จำนวนอิเล็กตรอน”

$Z = P = e^-$

$A = P+N$

$N = A-Z$

ไอออน (ion)

อะตอมมีสภาพไม่เป็นกลางทางไฟฟ้า

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

P = 11
e = 11

${}^{19}_{9}F$

P = 9
e = 9

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

P = 11
e = 10

${}^{19}_{9}F^{-}$

P = 9
e = 10

แคตไอออน (cation)	แอนไอออน (anion)
สภาวะที่สภาพประจุลบน้อยกว่าประจุบวก	สภาวะที่สภาพประจุลบมากกว่าประจุบวก

ไอโซโทป (isotope)

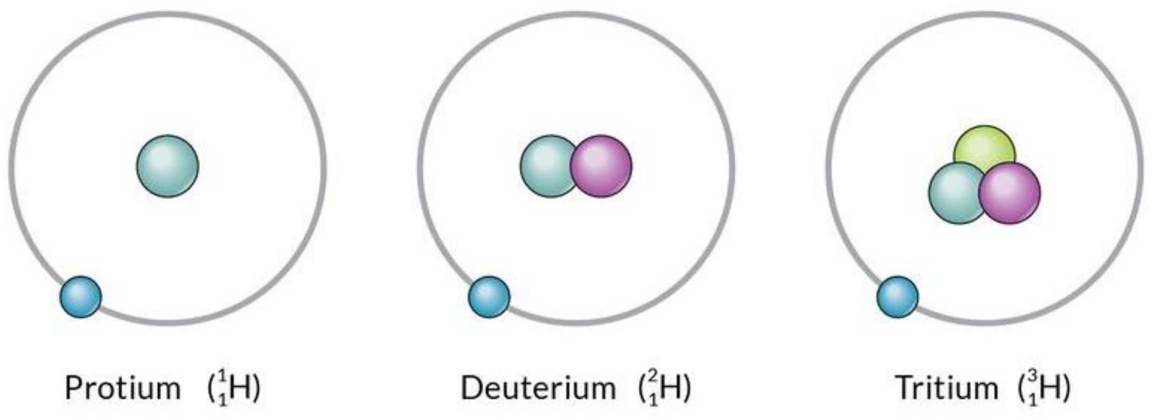
ธาตุชนิดเดียวกัน แต่มีน้ำหนักอะตอมไม่เท่ากัน

(ธาตุชนิดเดียวกัน จำนวนนิวตรอนไม่เท่ากัน)

^{1}H ^{2}H ^{3}H

^{12}C ^{13}C ^{14}C

^{16}O ^{17}O ^{18}O



Protium	Deuterium	Tritium
p=1 n=0	p=1 n=1	p=1 n=2

ไอโซโทน (isotone)

ธาตุต่างชนิดกันที่มีจำนวนนิวตรอนเท่ากัน

$^{18}_{8}O$ $^{19}_{9}F$

ไอโซบาร์ (isobar)

ธาตุต่างชนิดกันที่มีน้ำหนักอะตอมเท่ากัน

$^{14}_{6}C$ $^{14}_{7}N$

ประโยชน์ของไอโซโทปธาตุบางชนิด

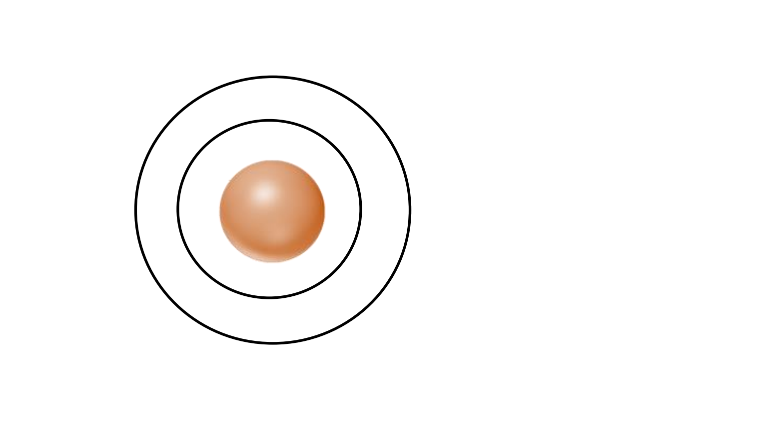
- ^{14}C ใช้คำนวณหาอายุของวัตถุโบราณหรือซากดึกดำบรรพ์
- ^{60}Co ให้รังสีแกมมาซึ่งใช้ในการถนอมอาหารและรักษาโรคมะเร็ง
- ^{125}I ใช้รักษามะเร็งต่อมลูกหมาก
- ^{131}I ใช้ตรวจสอบความผิดปกติของต่อมไทรอยด์
- ^{32}P ใช้ศึกษาความต้องการปุ๋ยของพืช
- ^{238}U ใช้คำนวณอายุแร่

เลขควอนตัม (quantum number)

เป็นค่าได้จากการแก้สมการชเรอดิงเงอร์เพื่อหาพลังงานและบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนในสามมิติ

n เลขควอนตัมหลัก (Principle quantum number)

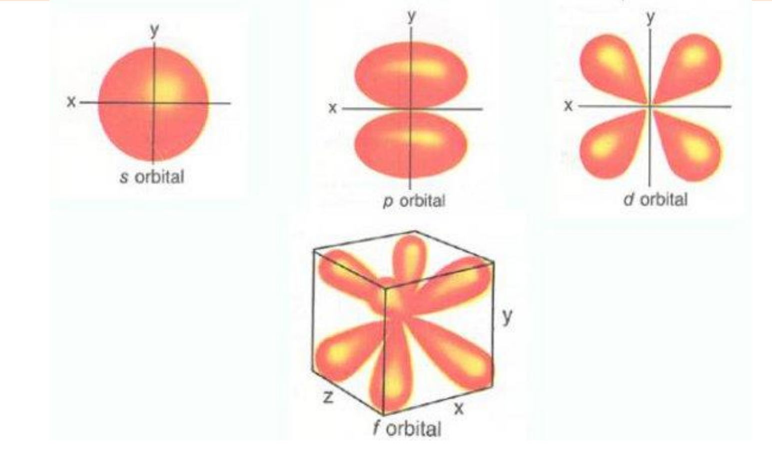
n มีค่าเป็น 1, 2, 3, 4 .... n



บอกระดับพลังงานของออร์บิทัลภายในอะตอม แสดงระยะห่างของอิเล็กตรอนจากนิวเคลียส

l เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number)

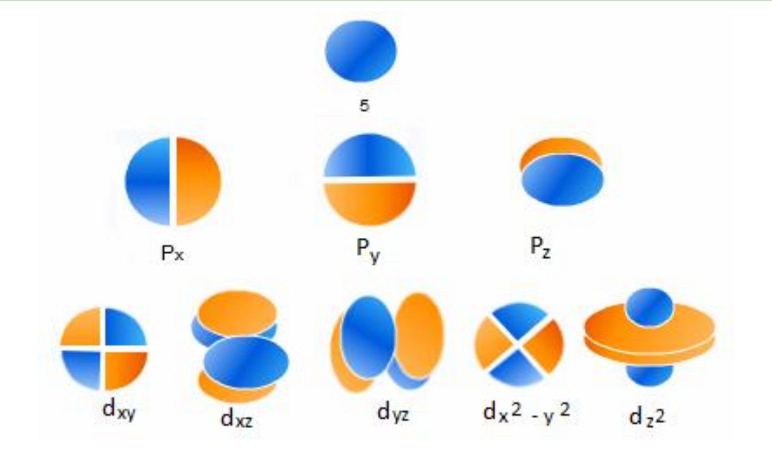
l มีค่าตั้งแต่ 0, 1, 2, 3, n-1



ค่าแสดงรูปร่างของออร์บิทัลเชิงอะตอม

m_l เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number)

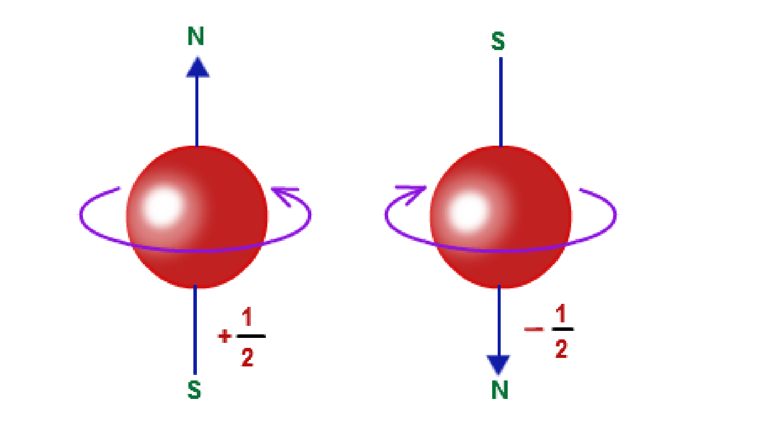
m_l มีค่าได้เท่ากับ $2l+1$
มีค่าตั้งแต่ $-l$ ถึง l



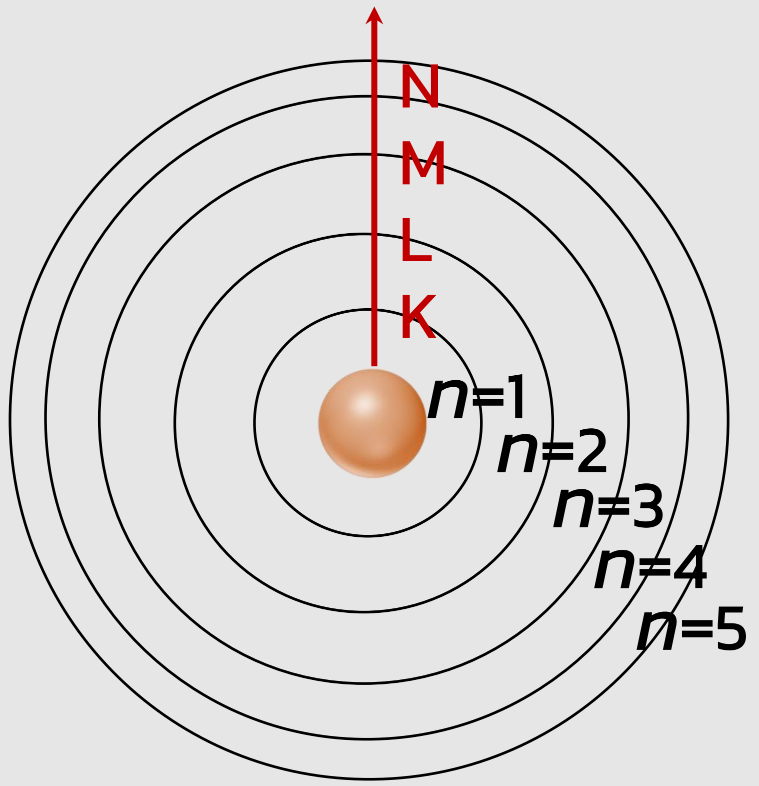
ค่าแสดงการจัดตัวของออร์บิทัลเชิงอะตอมบนแกนสามมิติ

m_s เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number)

m_s มี 2 ค่าคือ $+^1/_2$ และ $-^1/_2$



ค่าแสดงทิศทางการหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอน

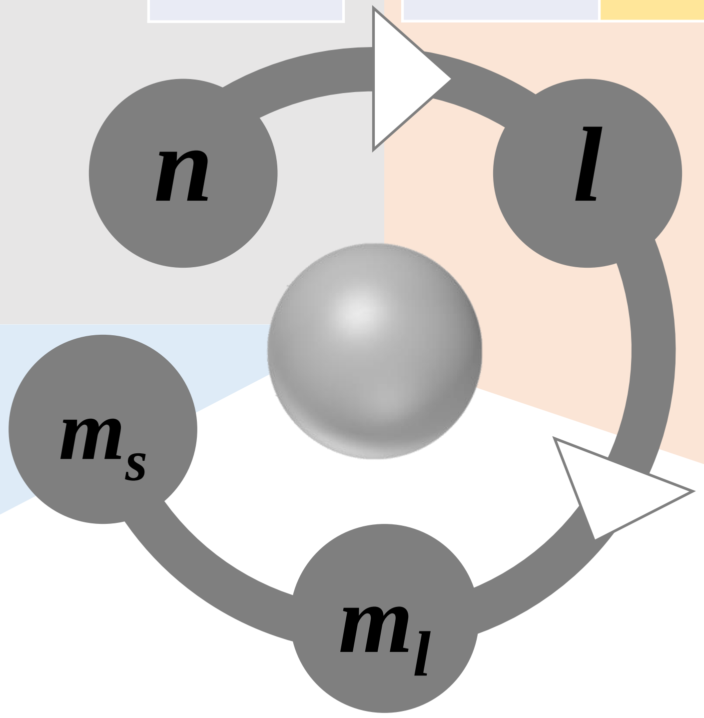


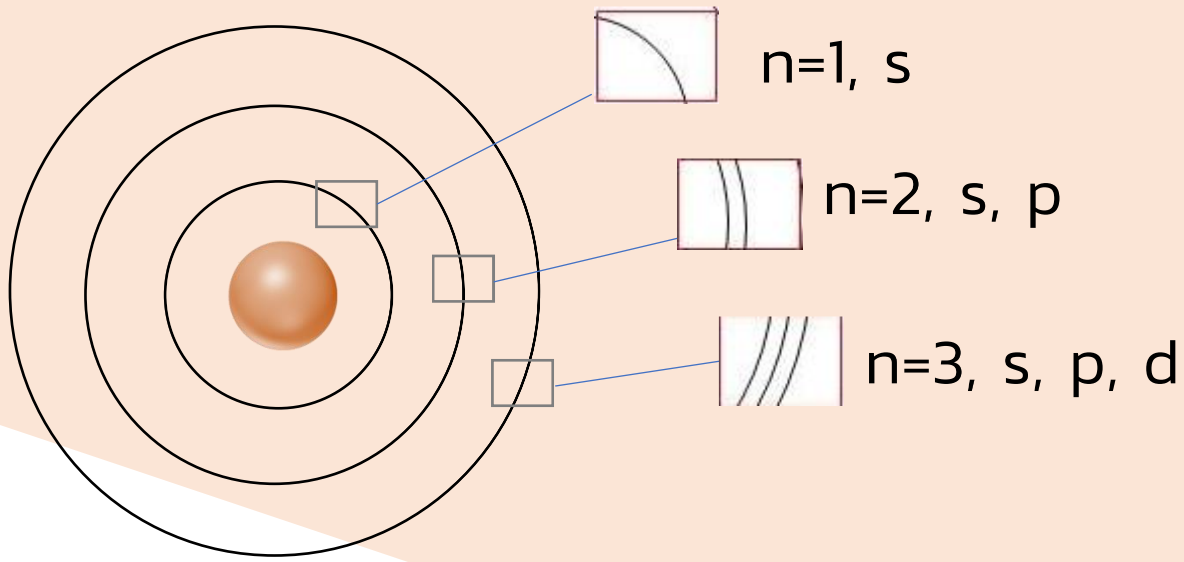
l	0	1	2	3
orbital	s	p	d	f

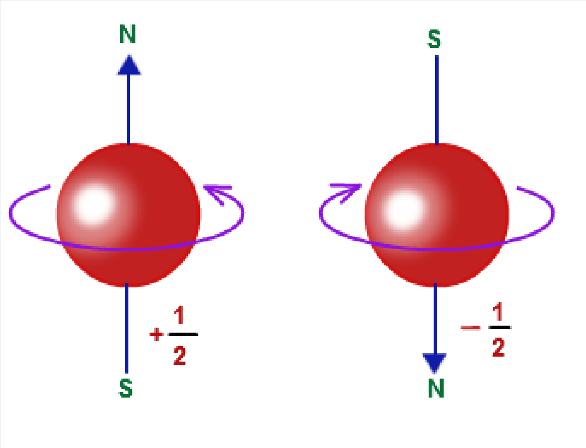
n
1
2
3
4

l	
1	0
2	0, 1
3	0, 1, 2
4	0, 1, 2, 3

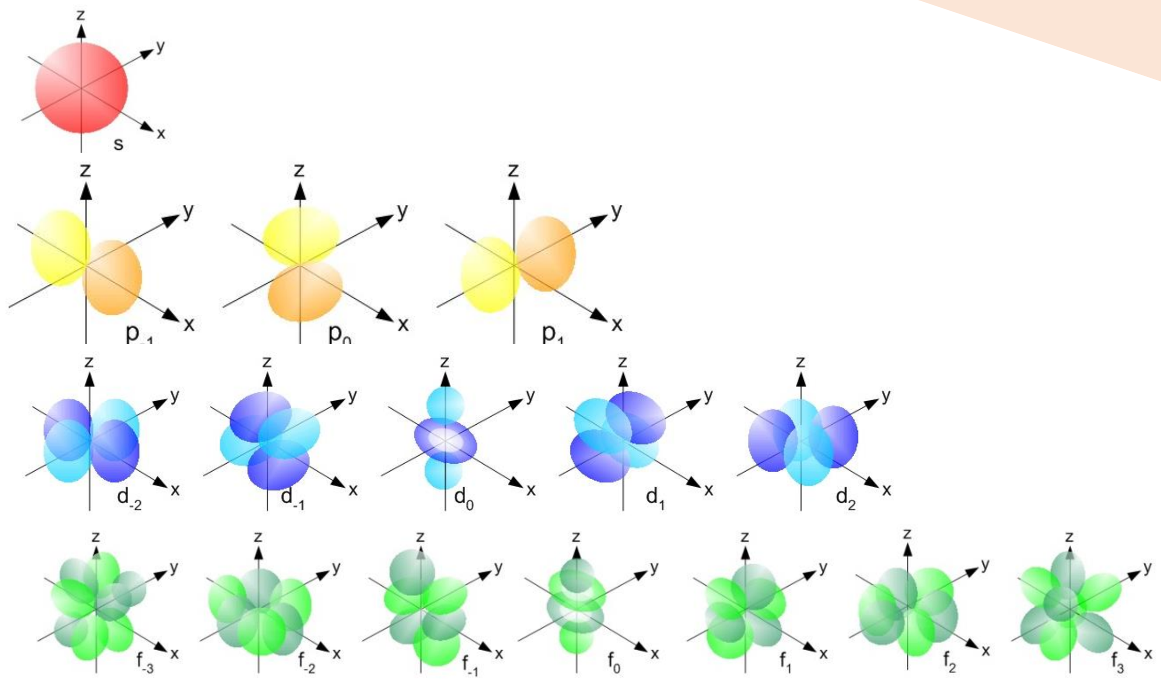
- มี 1 subshell = s
- มี 2 subshells = s, p
- มี 3 subshells = s, p, d
- มี 4 subshells = s, p, d, f





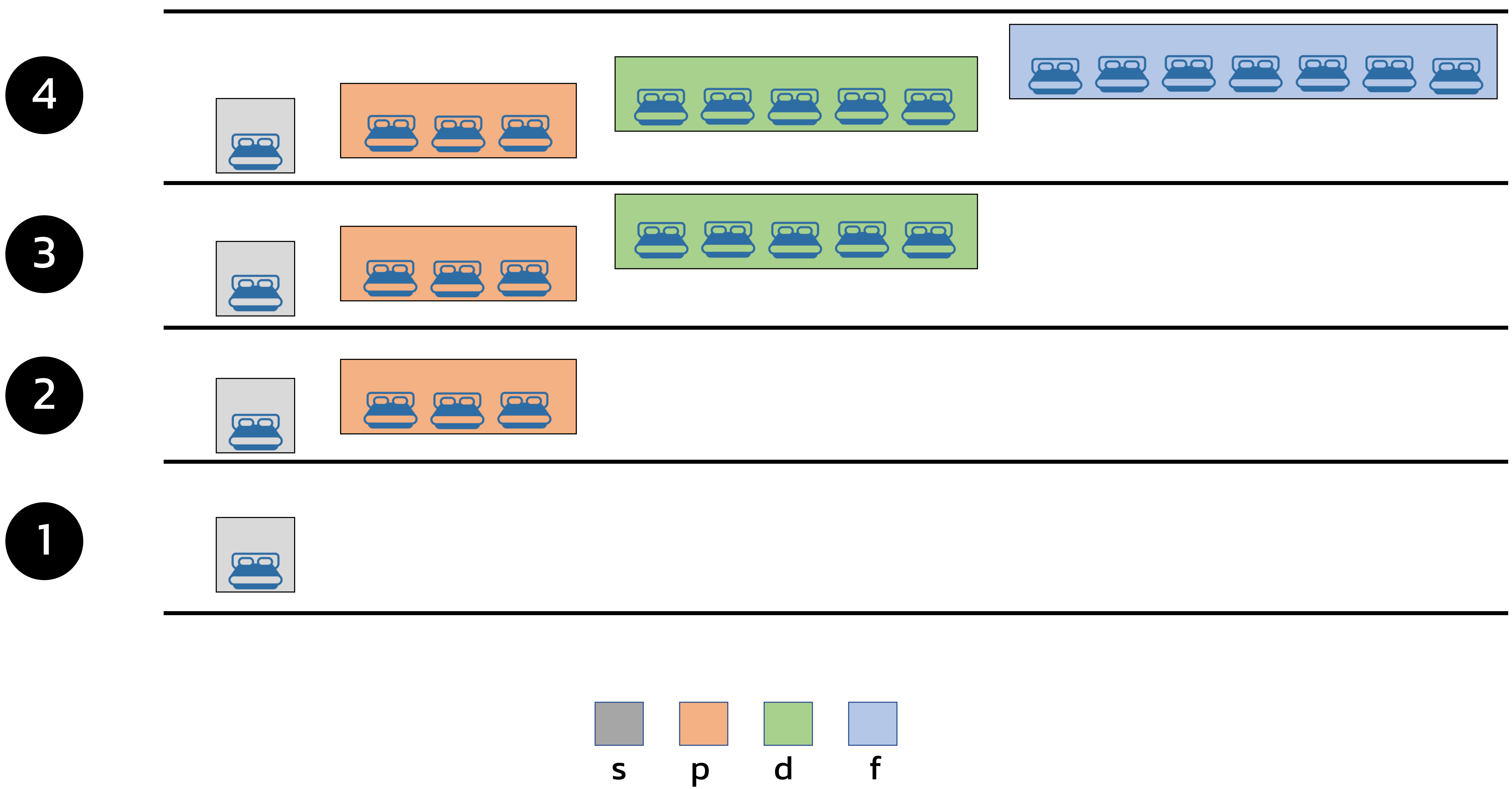


n	l	m_l	
1	0	0	**s**
2	1	-1, 0, +1	**p**
3	2	-2, -1, 0, +1, +2	**d**
4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	**f**



n	l	m_l	m_s
1	0	0	$+^1/_2$, $-^1/_2$
2	0	0	$+^1/_2$, $-^1/_2$
	1	−1, 0, +1	$+^1/_2$, $-^1/_2$
3	0	0	$+^1/_2$, $-^1/_2$
	1	−1, 0, +1	$+^1/_2$, $-^1/_2$
	2	−2, −1, 0, +1, +2	$+^1/_2$, $-^1/_2$
4	0	0	$+^1/_2$, $-^1/_2$
	1	−1, 0, +1	$+^1/_2$, $-^1/_2$
	2	−2, −1, 0, +1, +2	$+^1/_2$, $-^1/_2$
	3	−3, −2, −1, 0, +1, +2, +3	$+^1/_2$, $-^1/_2$

ออร์บิทัล	จำนวนอิเล็กตรอนที่ครอบครอง	
1s	2	2
2s	2	8
2p	6	
3s	2	18
3p	6	
3d	10	
4s	2	32
4p	6	
4d	10	
4f	14	



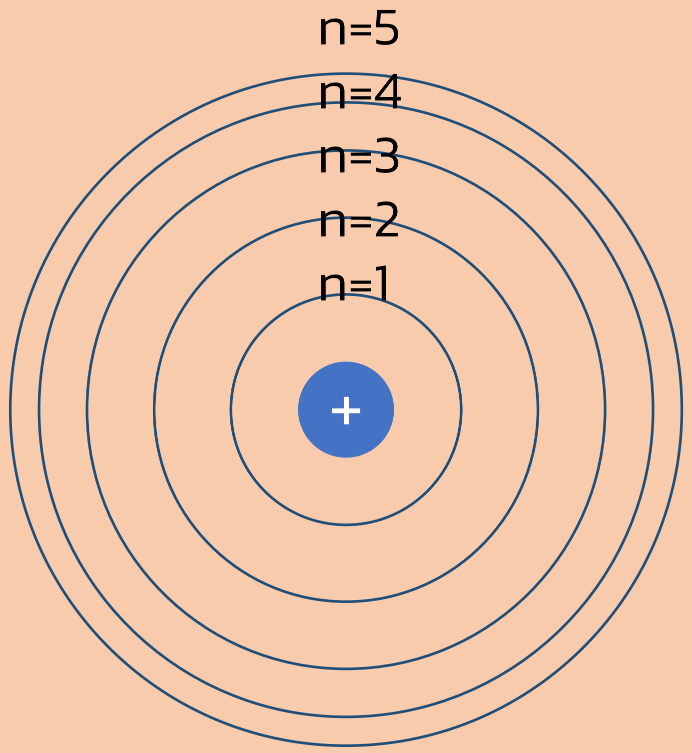
4
3
2
1
s
p
d
f

โครงแบบอิเล็กตรอนของอะตอม (Electron configuration)

การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอมที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัม 4 ชนิด

โครงแบบอิเล็กตรอนจะช่วยอธิบายบริเวณหรือตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่ครอบครองภายในอะตอมนั้น ๆ

(1) การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก



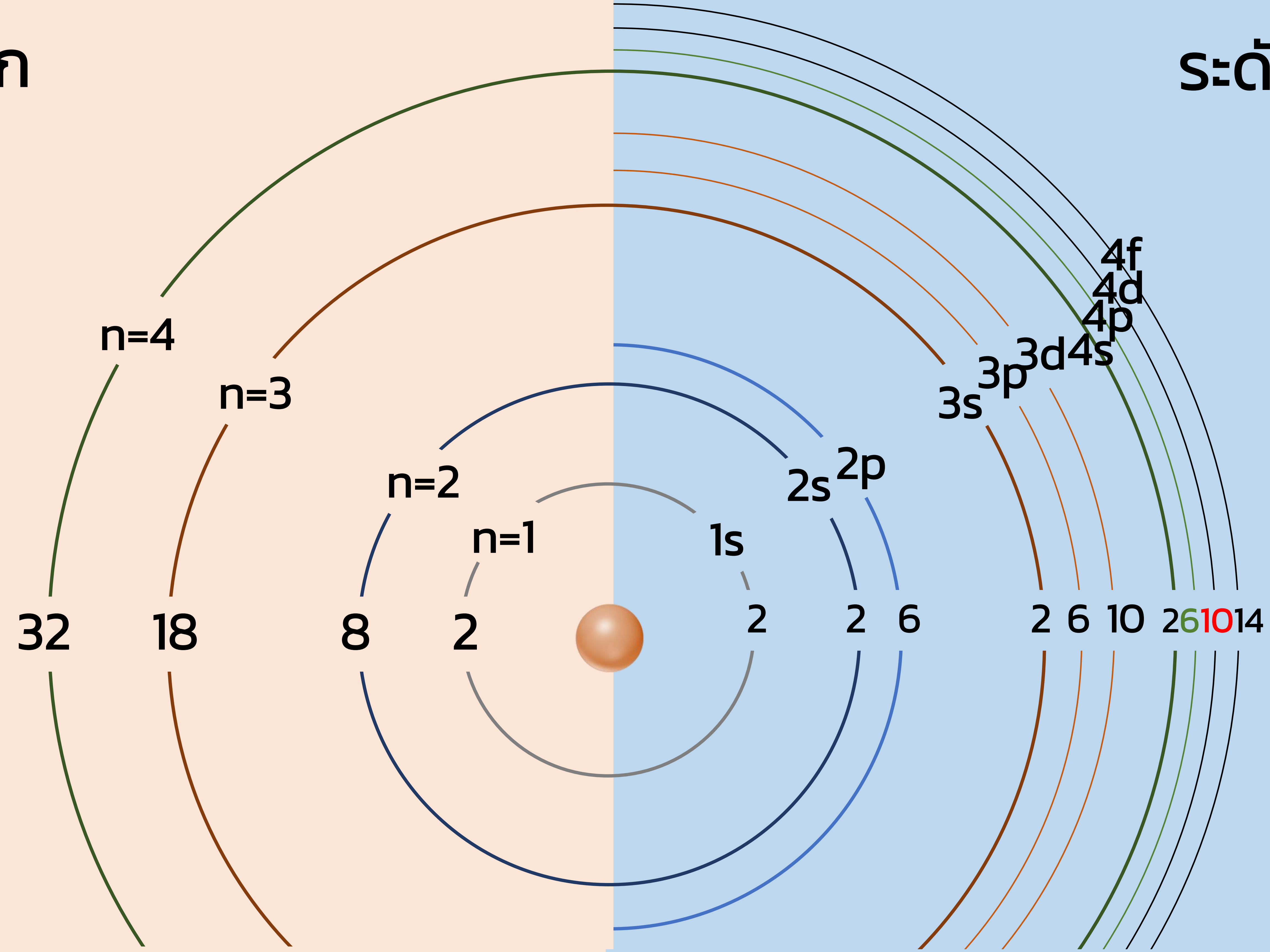
จำนวนอิเล็กตรอนมีได้มากที่สุดในแต่ละระดับพลังงานไม่เกิน $2n^2$

(2) การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

ระดับพลังงานหลักมีระดับพลังงานย่อยตามเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุมที่เรียกว่าระดับ s, p, d และ f อิเล็กตรอนจัดเรียงลำดับจากค่าระดับพลังงานต่ำไปพลังงานสูง s, p, d และ f ตามลำดับ

ระดับพลังงานหลัก

ระดับพลังงานย่อย

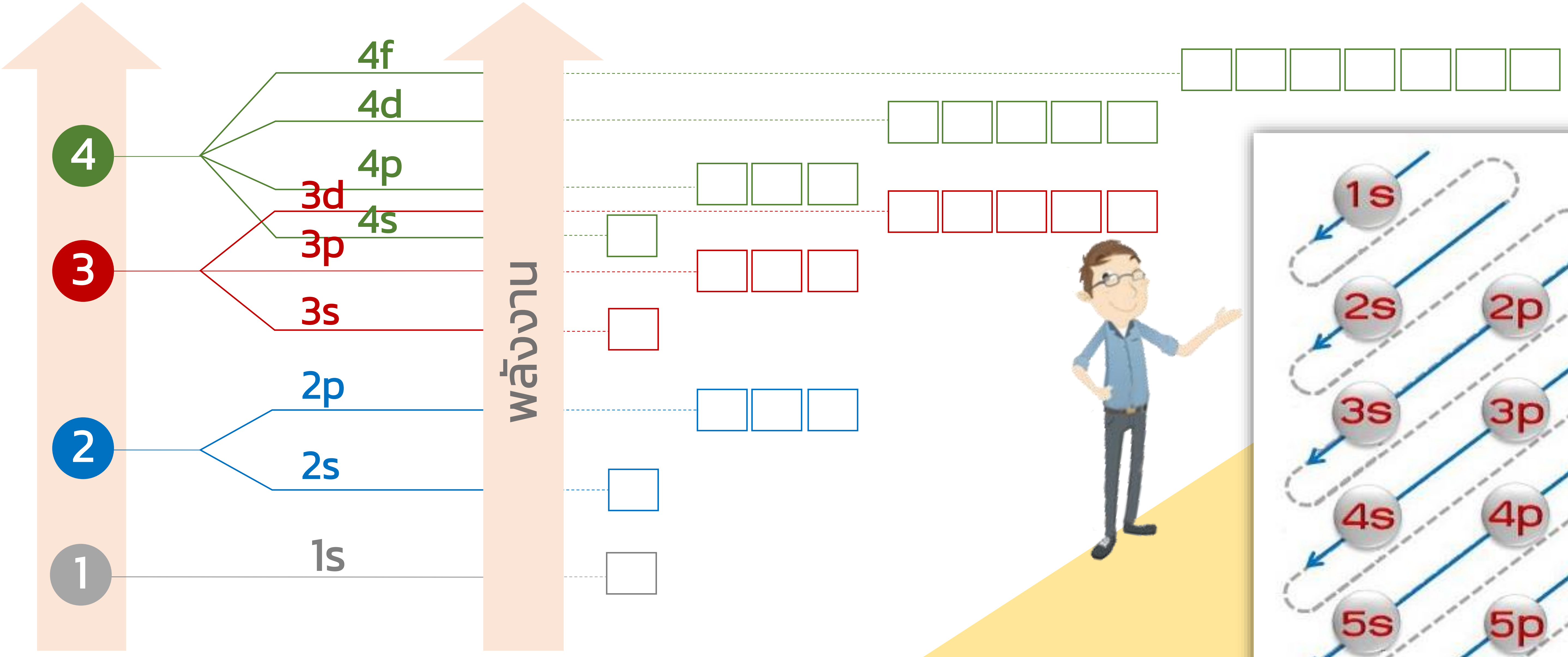


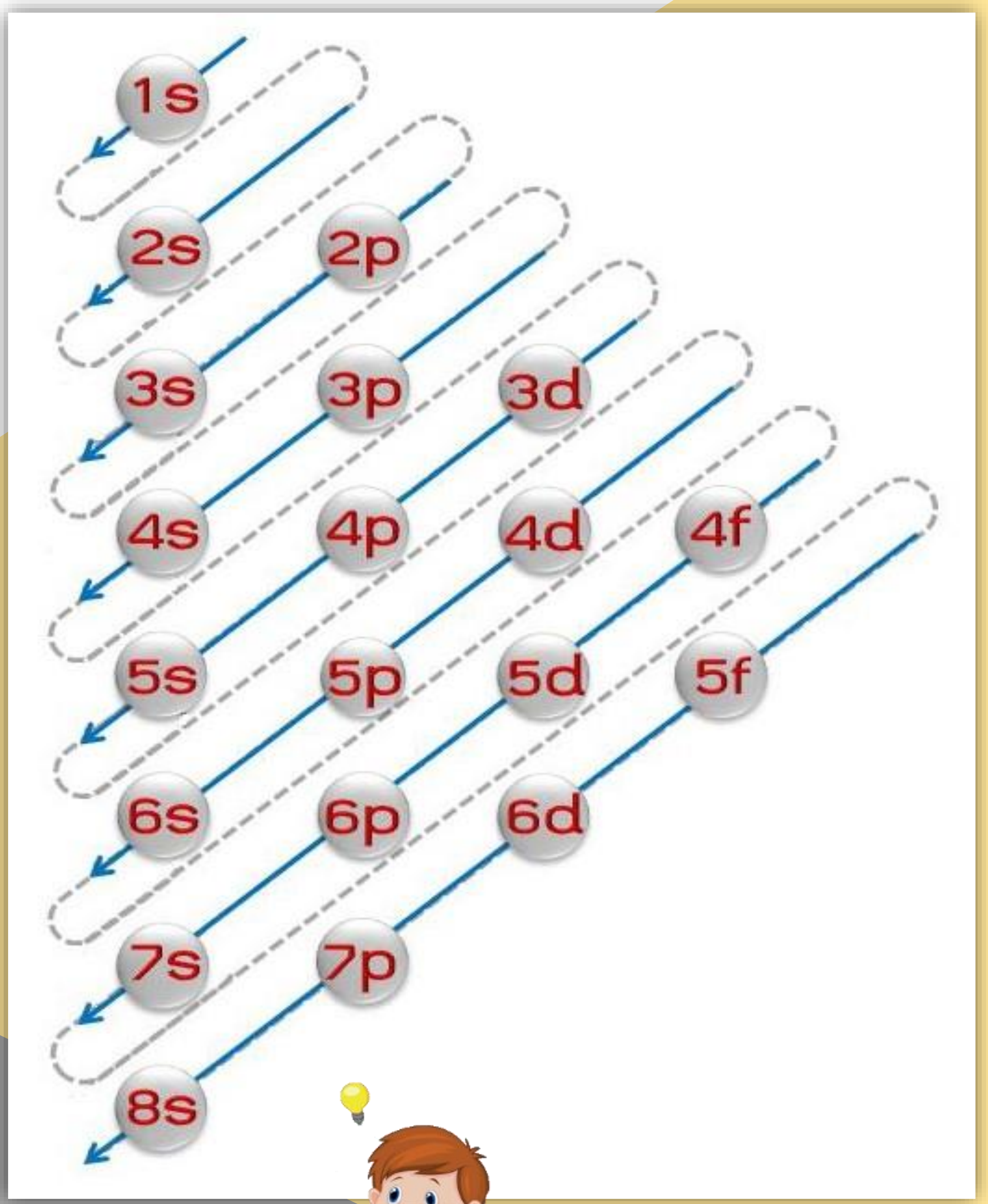
1) ในแต่ละระดับพลังงานมีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน $2n^2$
2) ระดับพลังงานสุดท้ายบรรจุอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 8 ตัว
3) ระดับพลังงานรองสุดท้ายบรรจุอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 18 ตัว

หลักของเอาฟบาว >>

“ต้องบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำให้เต็มก่อน แล้วจึงบรรจุในระดับพลังงานที่สูงขึ้นไป"

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s ...





$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$ ...

ระดับชั้นพลังงาน

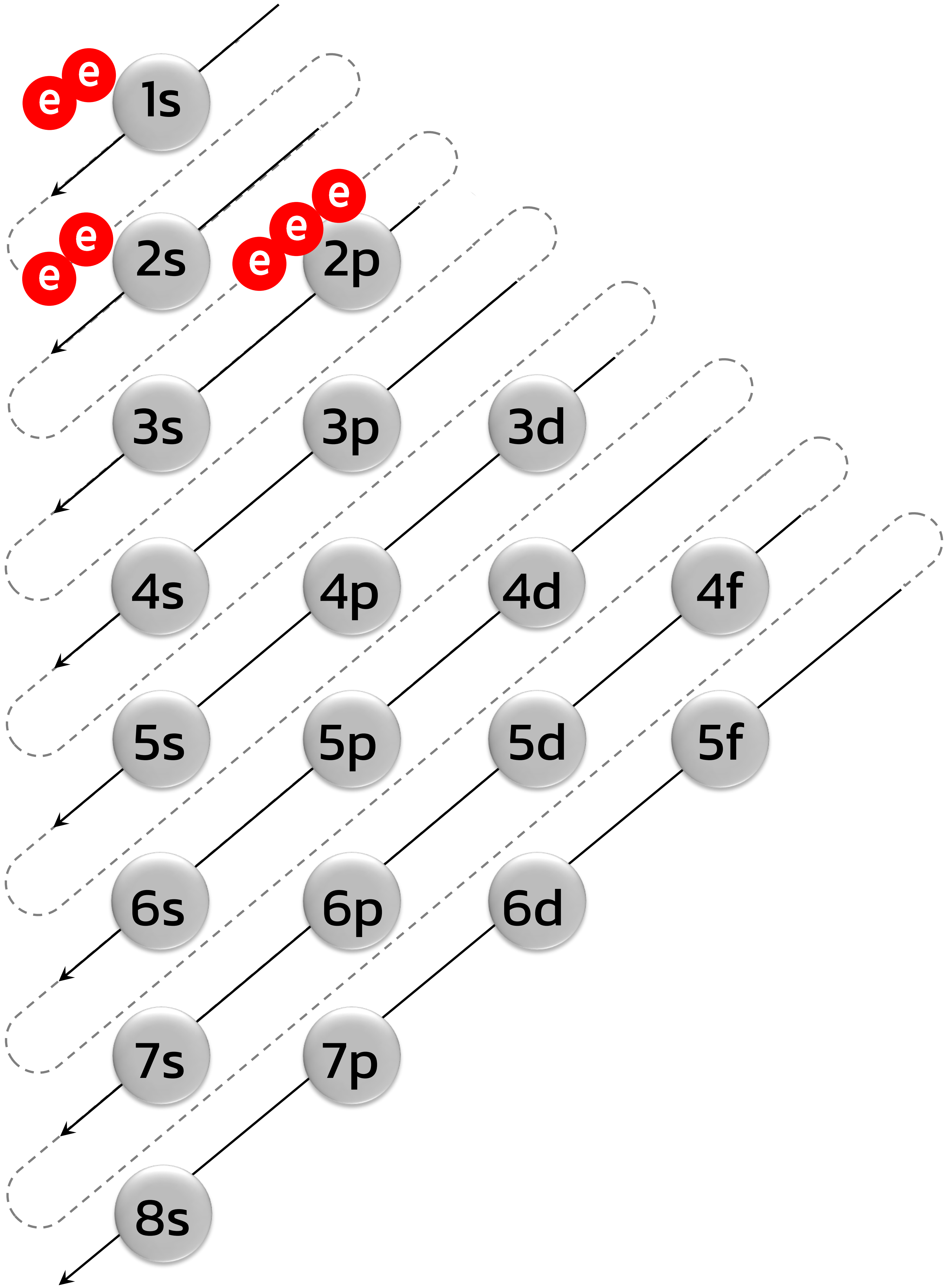
จำนวนอิเล็กตรอน

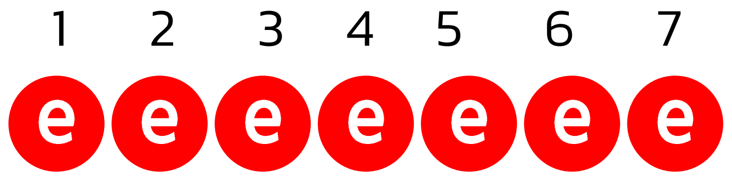
He = $1s^2$

ออร์บิทัลที่ครอบครองอิเล็กตรอน

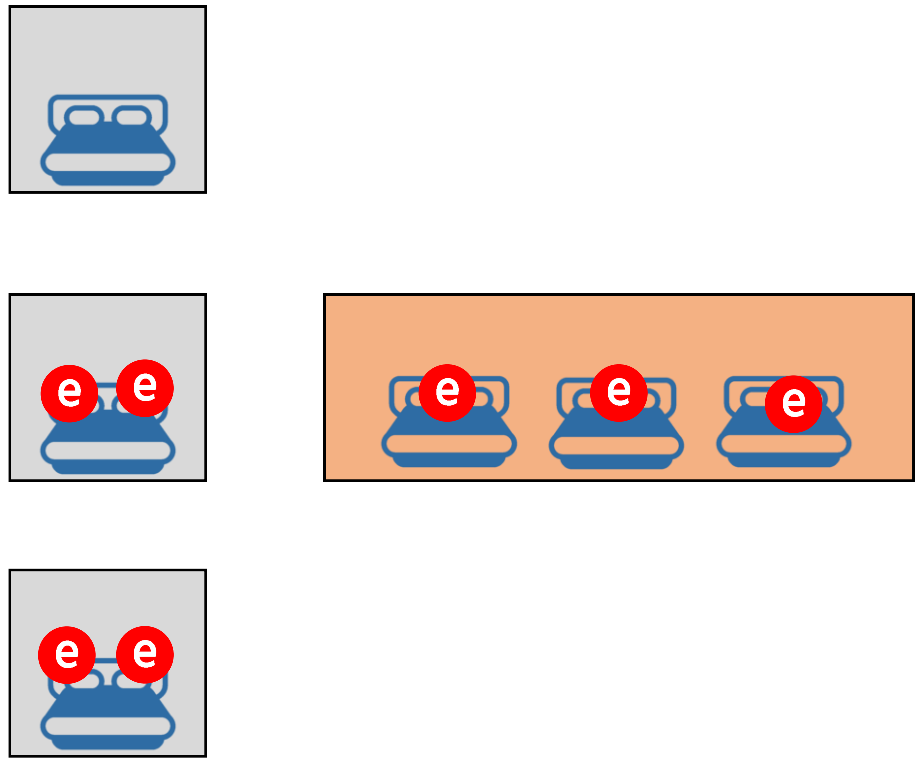
C = $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

Ca = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$


e
e
1s
e
e
2s
e
e
e
2p
3s
3p
3d
4s
4p
4d
4f
5s
5p
5d
5f
6s
6p
6d
7s
7p
8s


1 2 3 4 5 6 7
e e e e e e e

$$1s^2 2s^2 2p^3$$


e e
e e e
e e

การเขียนสัญลักษณ์แก่น (core symbol)

การเขียนลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนโดยอาศัยการจัดเรียงอิเล็กตรอนของแก๊สมีสกุล (หมู่ 8A) เป็นสัญลักษณ์แก่น เนื่องจากในแต่ละออร์บิทัลเชิงอะตอมของแก๊สมีสกุลมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบเต็ม (full-field)

$_{2}He$ $1s^2$ $\rightarrow$ [He]

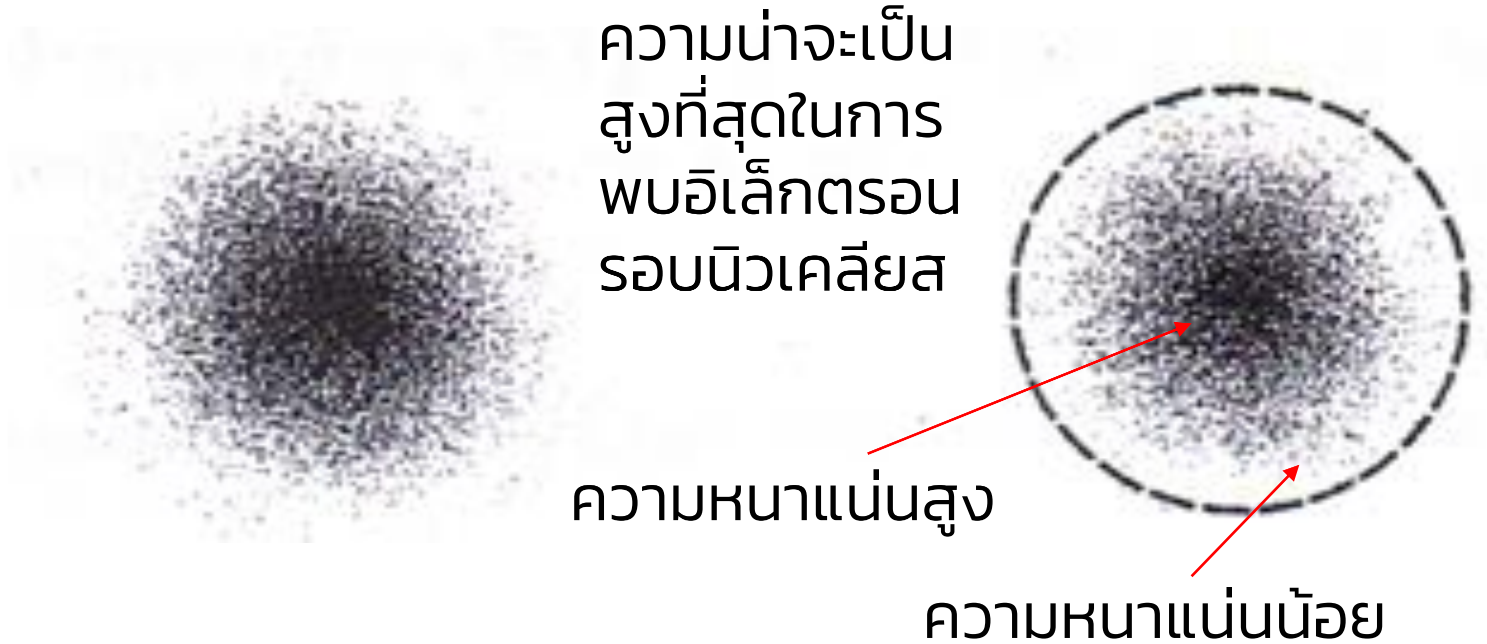
$_{10}Ne$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\rightarrow$ [Ne]

$_{18}Ar$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ $\rightarrow$ [Ar]

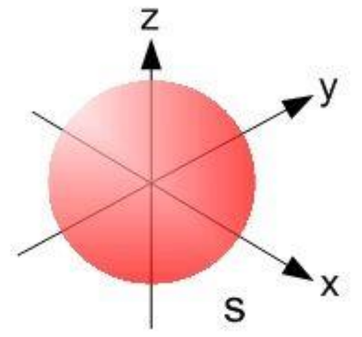
$_{36}Kr$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$ $\rightarrow$ [Kr]

ออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital)

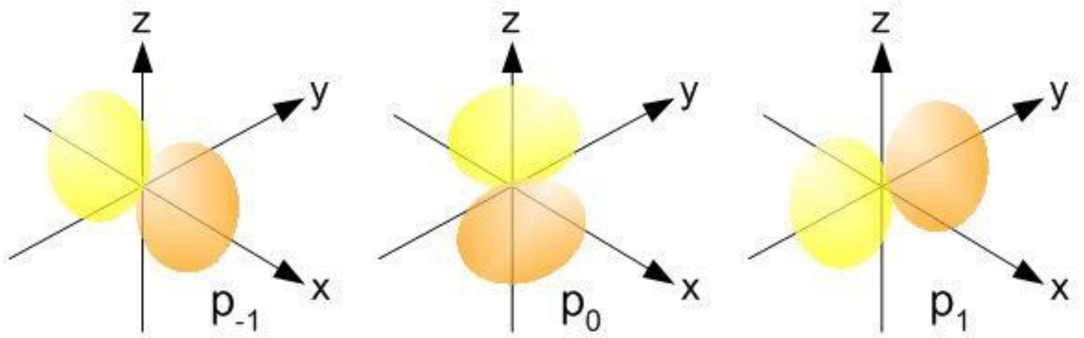
บริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอน
ที่โคจรรอบนิวเคลียส
แต่เป็นการยากที่จะระบุตำแหน่งของ
อิเล็กตรอนอย่างแน่ชัด



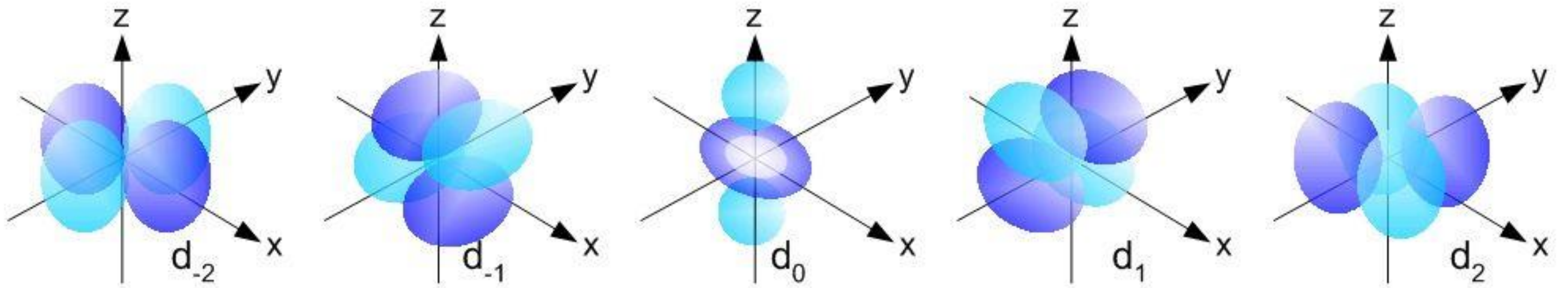
- **ออร์บิทัล-s**
  การกระจายของอิเล็กตรอนไม่ขึ้นอยู่กับทิศทาง
  รูปร่างออร์บิทัลจึงมีลักษณะเป็นทรงกลม



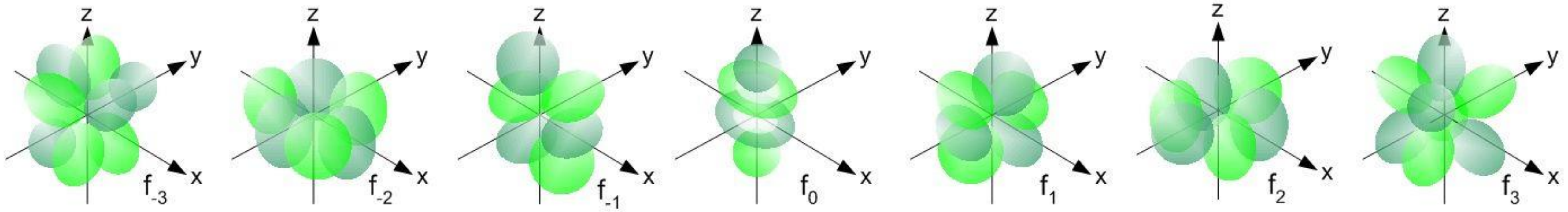
- **ออร์บิทัล-p**
  การกระจายของอิเล็กตรอน 3 ทิศทาง จะมี
  ลักษณะเป็นก้อนกลม 2 ก้อนข้างนิวเคลียส
  ลักษณะคล้ายดัมเบล



- **ออร์บิทัล-d**
  อิเล็กตรอนกระจายรอบนิวเคลียส
  ได้ 5 ทิศทาง



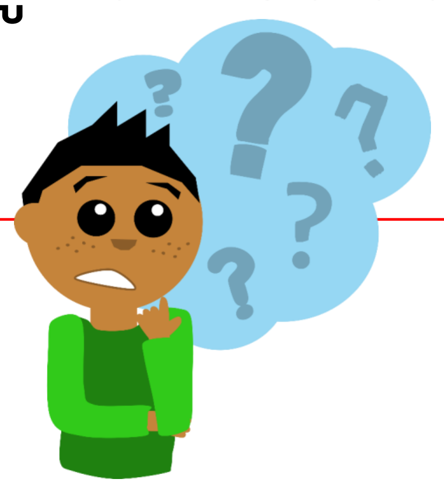
- **ออร์บิทัล-f**
  อิเล็กตรอนกระจาย
  รอบนิวเคลียสได้ 7
  ทิศทาง



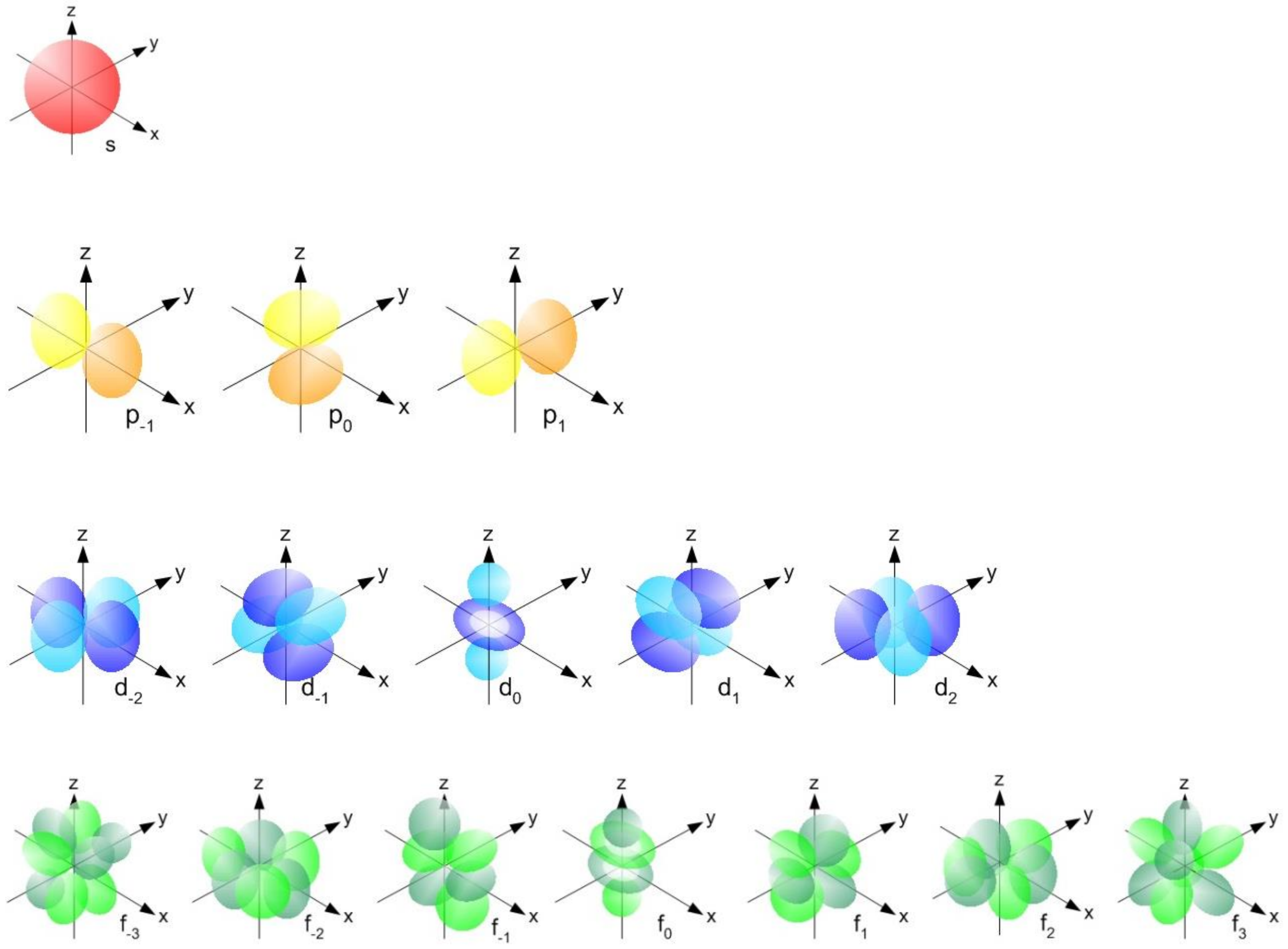
หลักการกีดกันของเพาลี

ในอะตอมหนึ่งๆ จะมีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใด ที่มีเลขควอนตัมทั้งสี่ (n, l, m_l, m_s) เหมือนกันไม่ได้

ในแต่ละออร์บิทัลย่อยของแต่ละระดับพลังงาน จะมีอิเล็กตรอนอยู่ได้เป็นคู่ที่มีการสปินตรงกันข้ามเท่านั้น



ในแต่ละออร์บิทัลย่อย จะมีอิเล็กตรอนอยู่ได้ไม่เกิน 2 ตัว



s

p

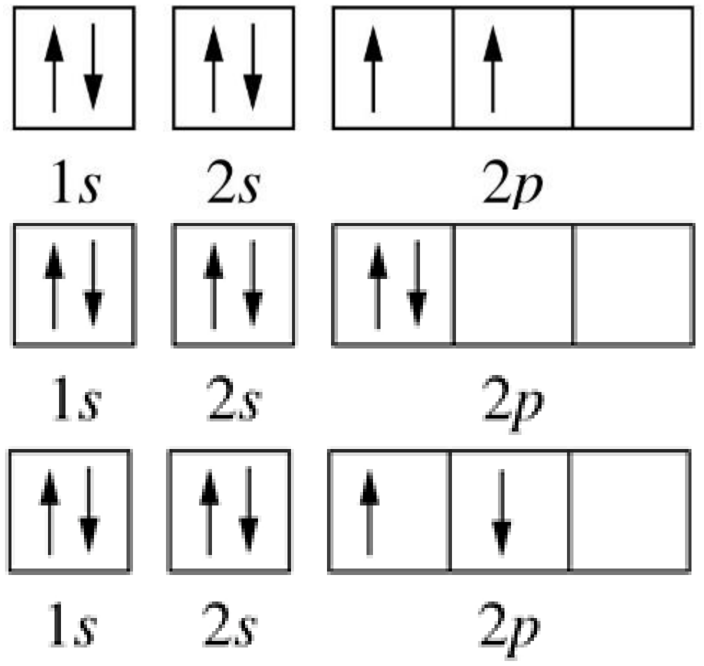
d

f

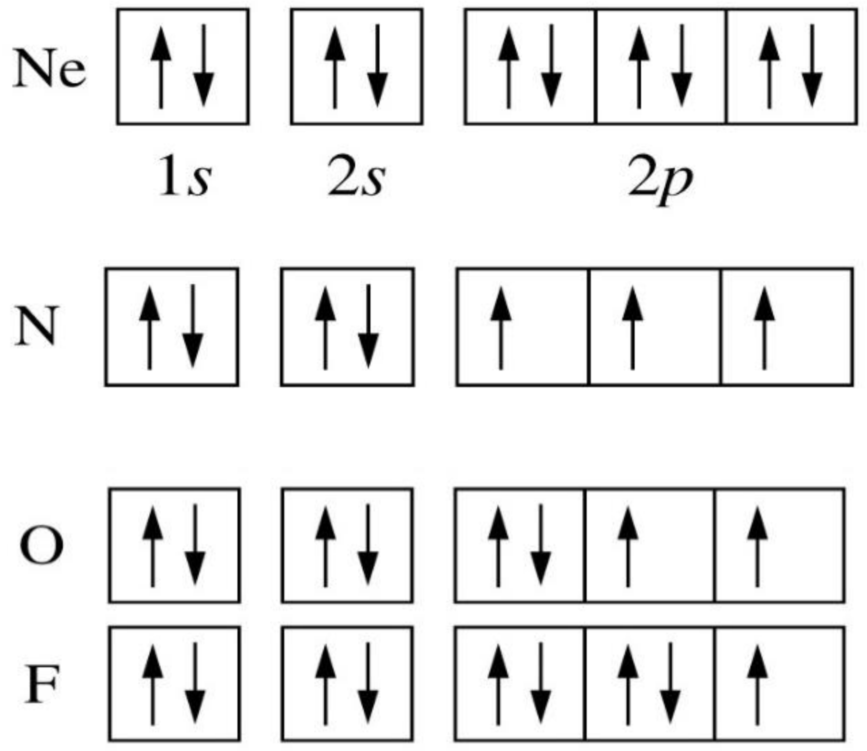
กฎของฮุนด์

"การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน (degenerate orbital) จะต้องบรรจุในลักษณะที่ทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดเท่าที่จะมากได้"

$_6C = 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$



- <u>การบรรจุแบบเต็ม</u> (full-filled) บรรจุอิเล็กตรอนในชั้นพลังงานเดียวกันเต็มทุกออร์บิทัล (แบบเข้าคู่)
- <u>การบรรจุแบบครึ่ง</u> (half-filled) บรรจุอิเล็กตรอนในชั้นพลังงานเดียวกันครึ่งหนึ่งของทุกออร์บิทัล (แบบอิเล็กตรอนเดี่ยว)
- <u>การบรรจุแบบไม่เต็มและไม่ครึ่ง</u> บรรจุอิเล็กตรอนในชั้นพลังงานเดียวกันไม่เต็มทุกออร์บิทัล



ความเสถียร บรรจุแบบเต็ม > บรรจุแบบครึ่ง > แบบไม่เต็ม-ไม่ครึ่ง

การจัดเรียงอิเล็กตรอนตามกฎของฮุนด์

- อะตอมมีอิเล็กตรอนบรรจุในออร์บิทัลเป็นเลขคู่ทั้งหมด จะทำให้เป็นสารที่ผลักสนามแม่เหล็ก เรียกว่าสาร "diamagnetic"
- อะตอมมีอิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัล จะมีอำนาจดึงดูดสนามแม่เหล็ก เรียกว่าสาร "paramagnetic" และอำนาจการดึงดูดจะมาก เมื่อจำนวนอิเล็กตรอนเดี่ยวมากขึ้น

ธาตุ	เลขอะตอม	การจัดเรียงอิเล็กตรอนตามกฎของฮุนด์	การจัดเรียงอิเล็กตรอนให้สอดคล้องกับสมบัติแม่เหล็ก
Cr	24	[Ar] $4s^2\ 3d^4$	[Ar] $4s^1\ 3d^5$
Cu	29	[Ar] $4s^2\ 3d^9$	[Ar] $4s^1\ 3d^{10}$
Mo	42	[Kr] $5s^2\ 4d^4$	[Kr] $5s^1\ 4d^5$
Pd	46	[Kr] $4s^2\ 4d^8$	[Kr] $4d^{10}$
Ag	47	[Kr] $4s^2\ 4d^9$	[Kr] $5s^1\ 4d^{10}$
La	57	[Xe] $4f^1\ 6s^2$	[Xe] $5d^1\ 6s^2$
Pt	78	[Xe] $4f^{14}\ 5d^8\ 6s^2$	[Xe] $4f^{14}\ 5d^9\ 6s^1$
Au	79	[Xe] $4f^{14}\ 5d^9\ 6s^2$	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^1$
Ac	89	[Rn] $5f^1\ 7s^2$	[Rn] $6d^1\ 7s^2$