โครงสร้างอะตอม

อาจารย์ ดร. สุภาวรัตน์ ทัพสุริย์
สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์

ประวัติของอะตอม

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

John Dalton ⇨ เสนอว่า “อะตอมเป็นหน่วยที่เล็กที่สุดของสสาร แบ่งแยกต่อไปไม่ได้ สสารหรือธาตุต่างชนิดกัน ประกอบด้วยอะตอมต่างชนิดกัน และมีสมบัติต่างกัน”

แบบจำลองอะตอมของดอลตัน

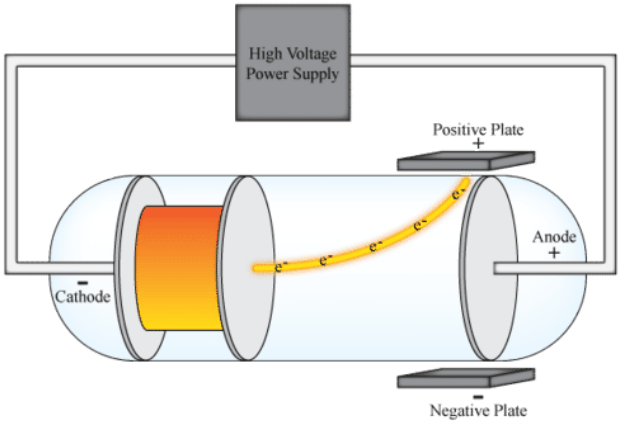
ที่มา : https://xn--12463tib.biz/bd476u1y?key=0f22c1fd609f13cb7947c8cabfe1a90d&submetric=14920667

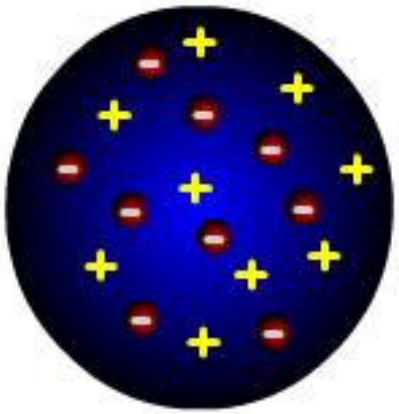
ประวัติของอะตอม

J.J. Thomson ➡ ค้นพบ “**อิเล็กตรอน**”

ทำการทดลองโดยใช้หลอดแคโธด (Cathod ray tube) สรุปได้ว่า

“อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลมประกอบด้วยเนื้ออะตอมซึ่งมีประจุไฟฟ้าเป็นบวก และมีอิเล็กตรอนซึ่งมีประจุไฟฟ้าเป็นลบกระจายตัวอยู่ทั่วไปอย่างสม่ำเสมอภายในอะตอม อะตอมอยู่ในสภาพเป็นกลางทางไฟฟ้า ภายในอะตอมมีประจุบวกเท่ากับประจุลบ”





แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

ที่มา : https://www.takshilalearning.com/ncert-chemistry-notes-class-11-structure-of-atom/

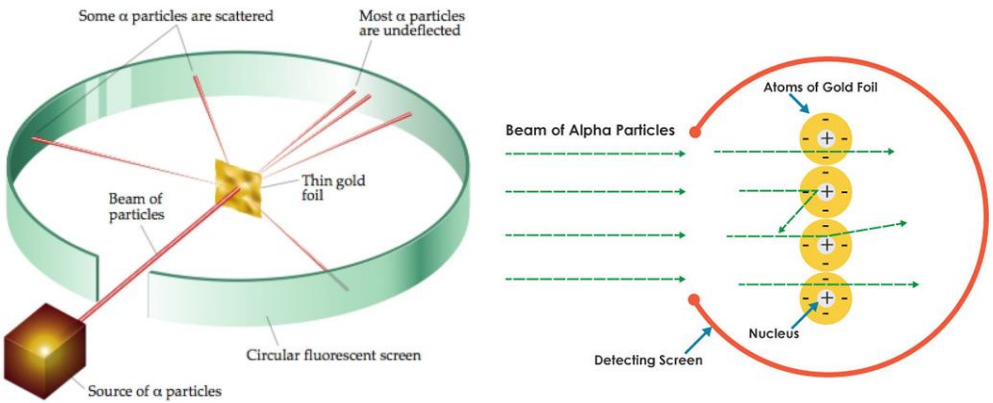
ประวัติของอะตอม

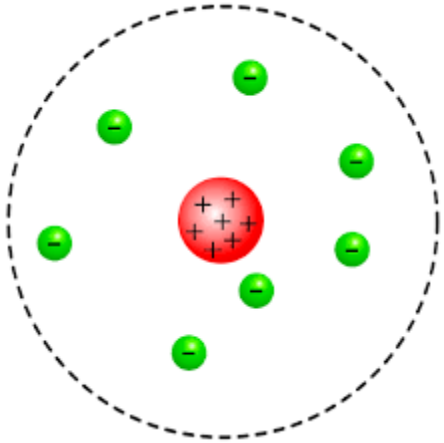
E.R. Rutherford ➡ เสนอแบบจำลองอะตอมที่มีนิวเคลียส

ทำการทดลองยิงอนุภาคอัลฟาใส่แผ่นทอง (Alpha scattering experiment)

สรุปได้ว่า

“อะตอมประกอบด้วยประจุไฟฟ้าบวกรวมกันอยู่ที่จุดศูนย์กลาง เรียกว่า นิวเคลียส ซึ่งมีขนาดเล็กแต่มีมวลมากถือเป็นที่รวมของมวลเกือบทั้งหมดของอะตอม ส่วนอิเล็กตรอนที่มีประจุลบและมีมวลน้อยมากวิ่งอยู่รอบๆ นิวเคลียสเป็นบริเวณกว้าง ปริมาตรส่วนใหญ่ของอะตอมเป็นที่ว่าง”





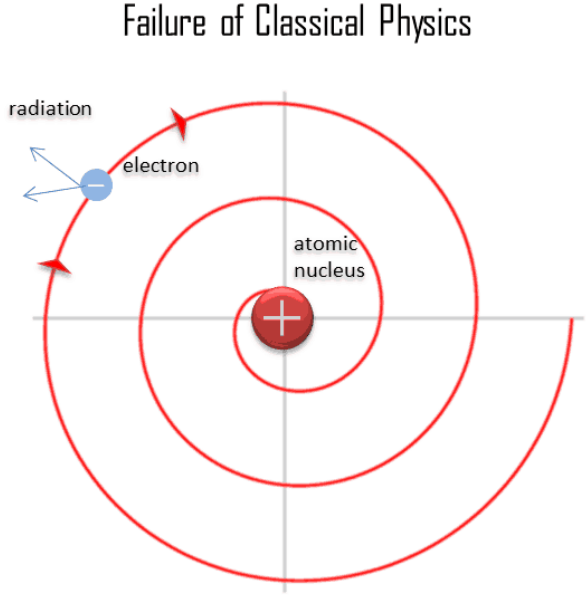
แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

ที่มา : http://www.thestargarden.co.uk/Rutherfords-atom.html

ประวัติของอะตอม

ข้อจำกัดของแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

ไม่สามารถอธิบายได้ว่า ทำไมอิเล็กตรอนจึงสามารถโคจรรอบนิวเคลียสได้ ทั้งๆ ที่การโคจรรอบนิวเคลียสจะเกิดความเร่งสู่ศูนย์กลาง จากความรู้เรื่องคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า ที่ว่า อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่โดยมีความเร่งจะแผ่คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าออกมา ดังนั้น อิเล็กตรอนที่สูญเสียพลังงานจลน์ ทำให้อิเล็กตรอนวิ่งช้าลง และในที่สุดจะวนเข้าไปรวมกับนิวเคลียส



ที่มา : https://www.nuclear-power.net/nuclear-power/reactor-physics/atomic-nuclear-physics/atomic-theory/bohr-model-of-atom/

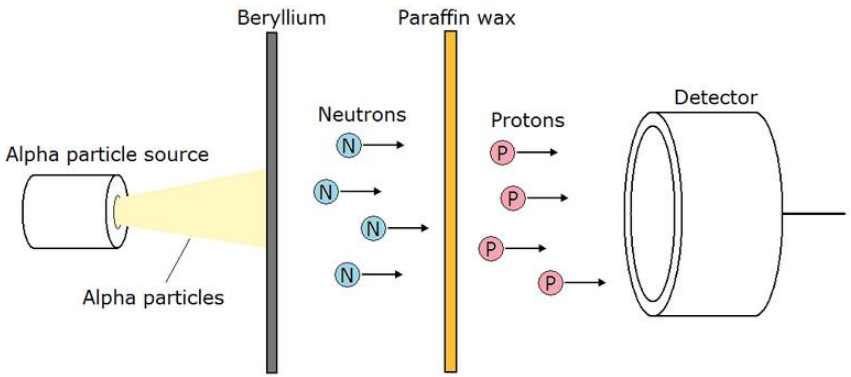
จุดเริ่มต้นของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม

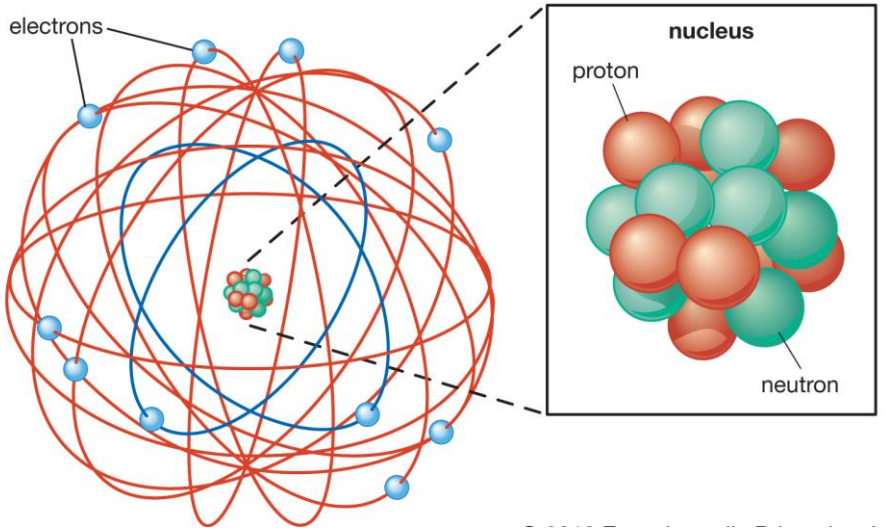
ทฤษฎีกลศาสตร์ดั้งเดิม (Classical mechanical) ล้มเหลวในการอธิบายระบบบางระบบ เช่น

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

จุดเริ่มต้นของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม

James Chadwick ➡ พบว่า การยิงรังสีแอลฟาชนแผ่นโลหะเบริลเลียม (Be) จะได้อนุภาคชนิดหนึ่ง และมีมวลใกล้เคียงกับโปรตอน เรียกว่า นิวตรอน





แบบจำลองอะตอม

ที่มา : https://www.ascienceshow.com/citations/episode-24

จุดเริ่มต้นของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม

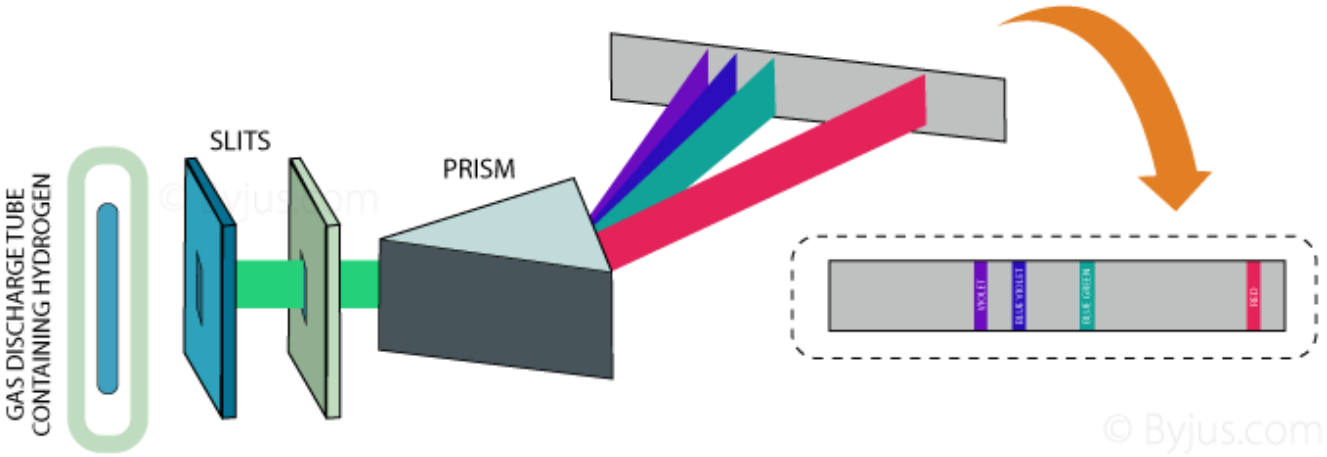
อนุภาคในอะตอม

อนุภาค	สัญลักษณ์	ประจุ		มวล	
		ประจุไฟฟ้า	ประจุคูลอมบ์	หน่วยมวลเชิงอะตอม (amu)	กรัม (g)
อิเล็กตรอน	e	-1	1.6×10^{-19}	0.000549	9.110×10^{-28}
โปรตอน	p	+1	1.6×10^{-19}	1.00728	1.673×10^{-24}
นิวตรอน	n	0	0	1.00867	1.675×10^{-24}

จุดเริ่มต้นของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม

Niels Bohr ➡ ได้เสนอแบบจำลองอะตอมซึ่งแสดงตำแหน่งของอิเล็กตรอนในอะตอม จากการศึกษาสเปกตรัมของอะตอมไฮโดรเจน

โดยเมื่อให้ความร้อนแก่ไฮโดรเจนอะตอมมากๆ จะทำให้อะตอมเปล่งแสงและเมื่อมีการวิเคราะห์แสงที่เปล่งออกมาโดยใช้ปริซึมจะพบว่าสเปกตรัมของไฮโดรเจนมีค่าความถี่หรือความยาวคลื่นที่จัดเรียงตัวกันอย่างเป็นระเบียบเป็นชุดๆ

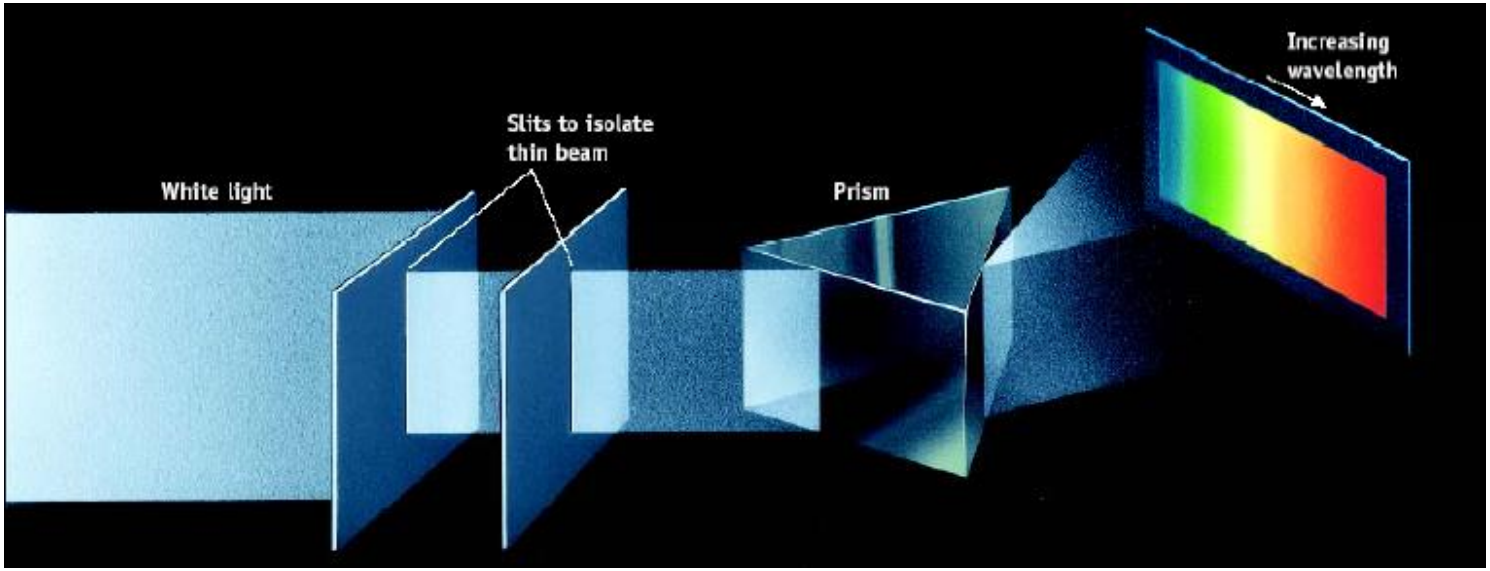


ที่มา : https://www.chegg.com/homework-help/questions-and-answers/light-glowing-hydrogen-contains-discrete-spectral-lines-called-hydrogen-alpha-6563-nm-beta-q36894042

สเปกตรัม

แสงที่มองเห็นประกอบด้วยคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า ซึ่งอาจจะมีความยาวคลื่นต่างๆ กัน อาจมีลักษณะเป็นเส้นหรือเป็นแถบต่อเนื่อง

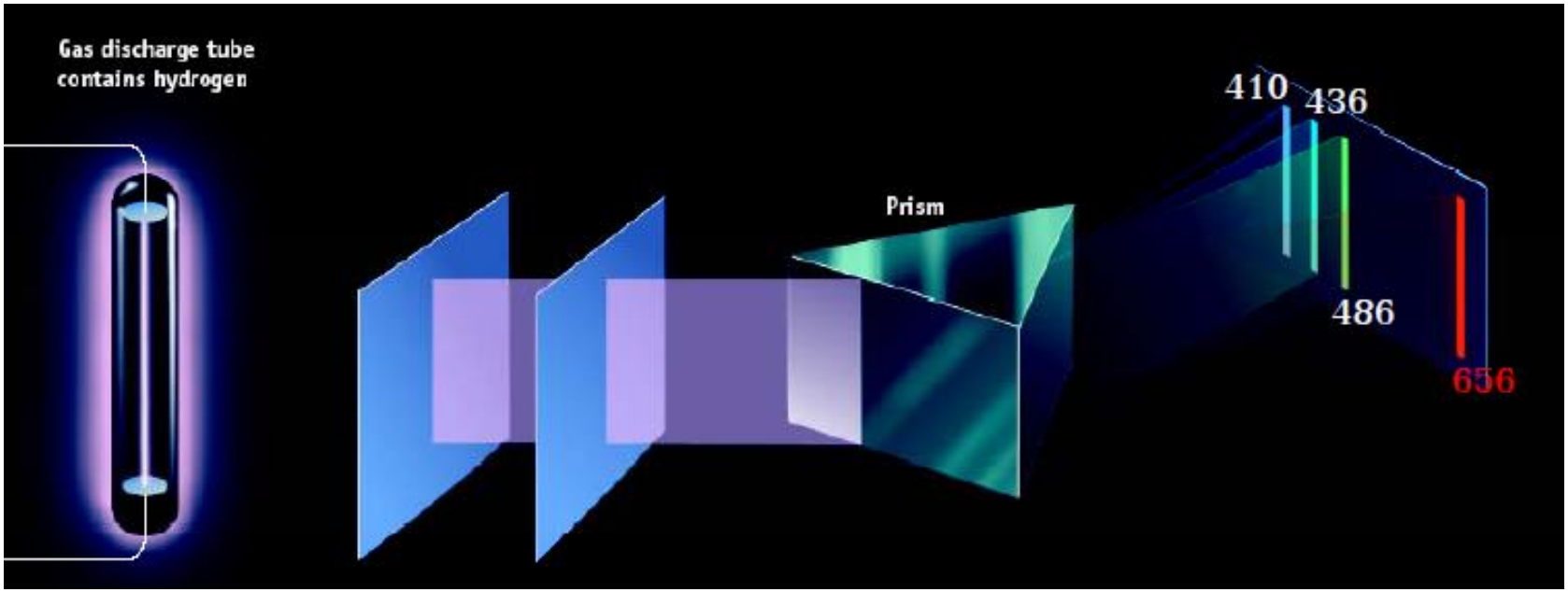
1. สเปกตรัมแบบต่อเนื่อง (Continuous spectrum) เช่น แสงสีขาวจากดวงอาทิตย์ หรือของแข็งที่ได้รับความร้อนสูง ได้แก่ วิสิเบิล (visible) ยูวี (ultraviolet) และอินฟาเรด (infrared)



ที่มา : https://courses.lumenlearning.com/astronomy/chapter/formation-of-spectral-lines/

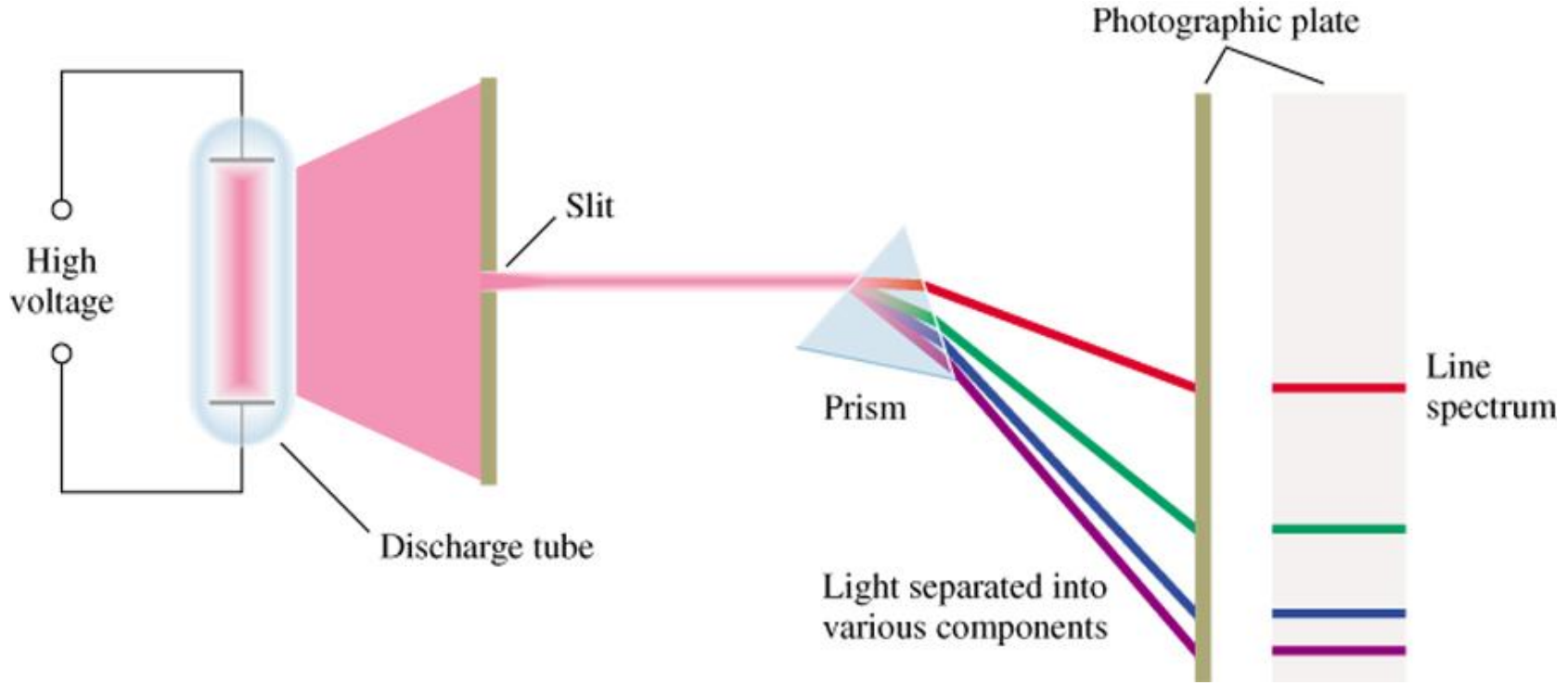
สเปกตรัม

2. สเปกตรัมแบบเส้น (Line spectrum) ถ้าให้ศักย์ไฟฟ้ากับอะตอมของธาตุในแก๊สเฟสที่ความดันต่ำอะตอมจะดูดกลืนพลังงาน (หรือถูกกระตุ้น) อะตอมที่ถูกกระตุ้นจะเปล่งแสงออกมามีลักษณะเป็นเส้นและมีลักษณะเฉพาะตัวความยาวคลื่นของแสงที่เปล่งออกมาจะขึ้นกับชนิดอะตอมของธาตุ



ที่มา : https://courses.lumenlearning.com/astronomy/chapter/formation-of-spectral-lines/

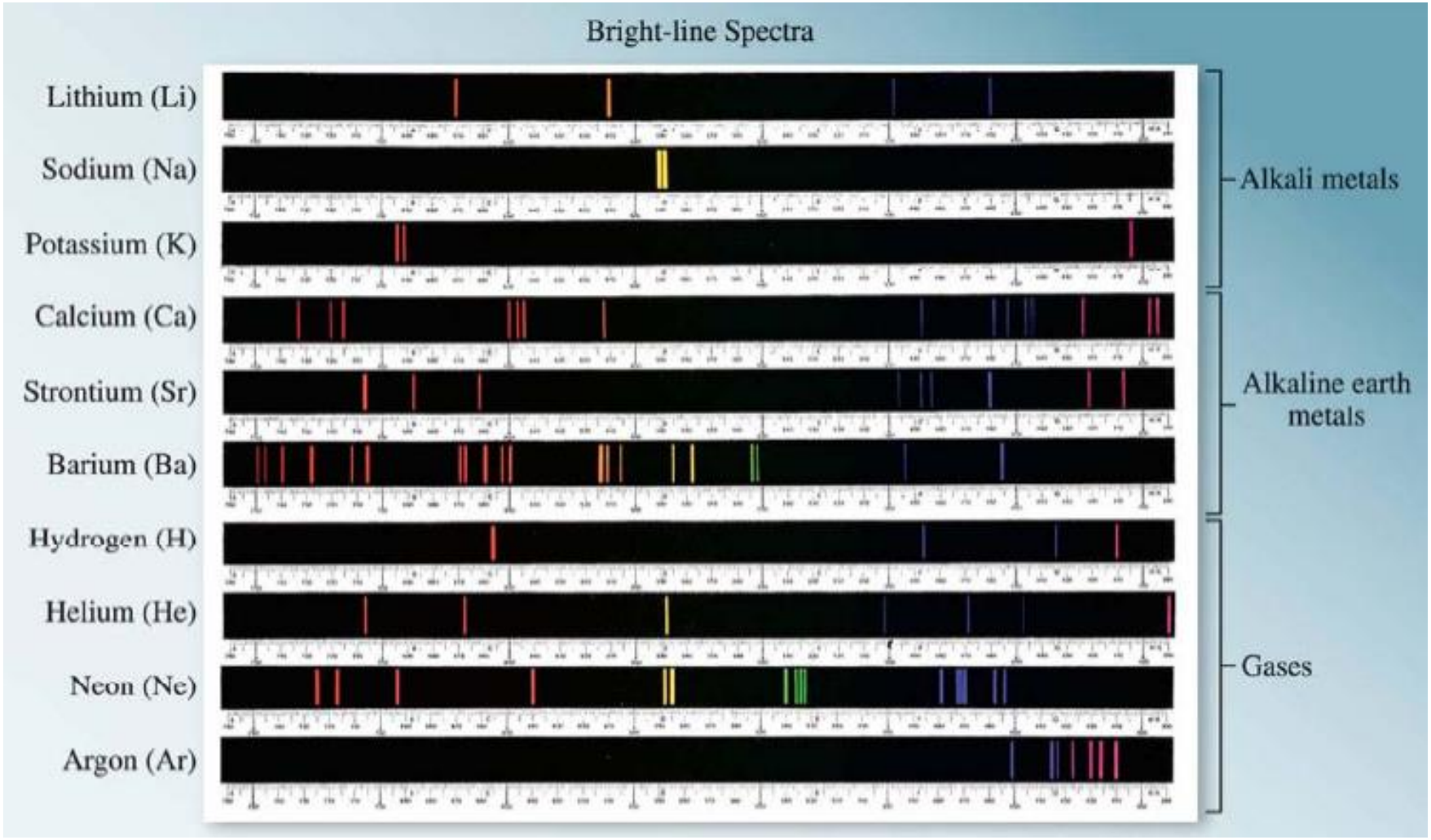
สเปกตรัม



Line Emission Spectrum of Hydrogen Atoms

ที่มา : https://slideplayer.com/slide/3836435/

สเปกตรัม



ที่มา : https://slideplayer.com/slide/5207088/

สเปกตรัม

J.J. Balmer เสนอสูตรสำหรับคำนวณความยาวคลื่น (λ) ของชุดเส้นสเปกตรัมไฮโดรเจน (อนุกรม Balmer) ดังนี้

$$\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{4} - \frac{1}{(n)^2}\right]$$

เมื่อ

λ คือ ความยาวคลื่น (nm)

n คือ ระดับพลังงาน

R คือ ค่าคงตัวริดเบอร์ก = $1.097 \times 10^7\ m^{-1}$

และในต่อมา J.R. Rydberg ได้เสนอสมการสำหรับคำนวณความยาวคลื่นของเส้นสเปกตรัมทุกชุด ดังนี้

$$\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{(n_f)^2} - \frac{1}{(n_i)^2}\right]$$

$$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu}$$

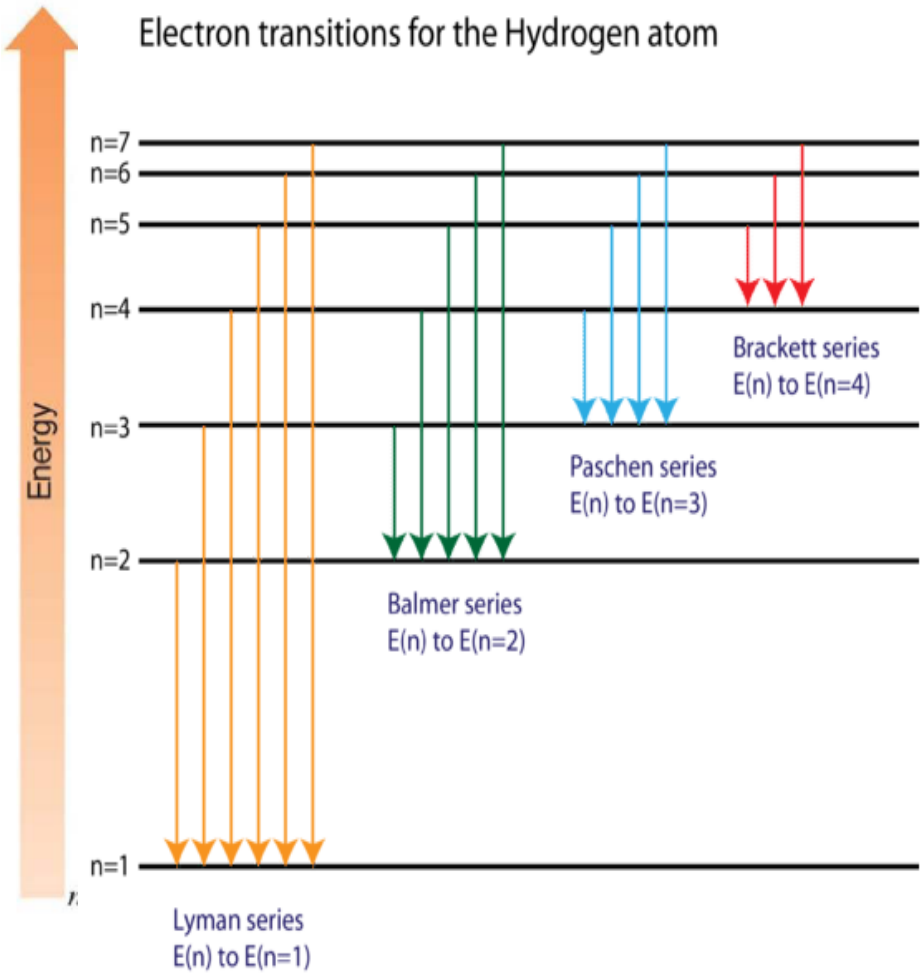
เมื่อ $n_i < n_f$

n_i คือ ระดับพลังงานของสถานะเริ่มต้น

n_f คือ ระดับพลังงานของสถานะสุดท้าย

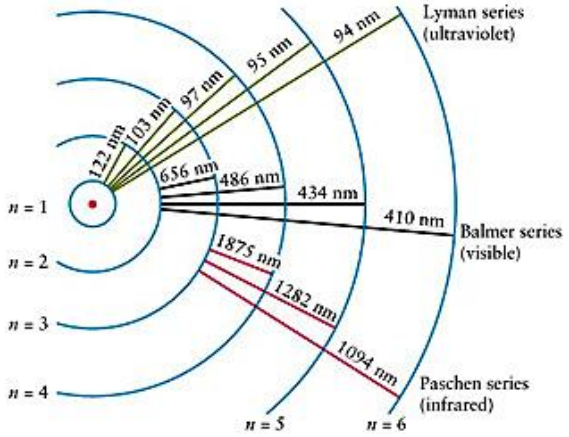
ν คือ ความถี่

สเปกตรัม



$$\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{(n_f)^2} - \frac{1}{(n_i)^2}\right]$$

Series	n_f	n_i	Spectrum Region
Lyman	1	2, 3, 4,...	UV
Balmer	2	3, 4, 5, ...	UV-Vis
Paschen	3	4, 5, 6, ...	IR
Brackett	4	5, 6, 7, ...	IR



ที่มา : https://www.pinterest.com/pin/574420127475149690/

สเปกตรัม

ตัวอย่างที่ 1 จงคำนวณหาความยาวคลื่นของสเปกตรัม ที่เกิดจากการเปลี่ยนระดับพลังงานของไฮโดรเจน

ก. ระดับที่ 5 ไประดับที่ 2

สเปกตรัม

ตัวอย่างที่ 1 จงคำนวณหาความยาวคลื่นของสเปกตรัม ที่เกิดจากการเปลี่ยนระดับพลังงานของไฮโดรเจน

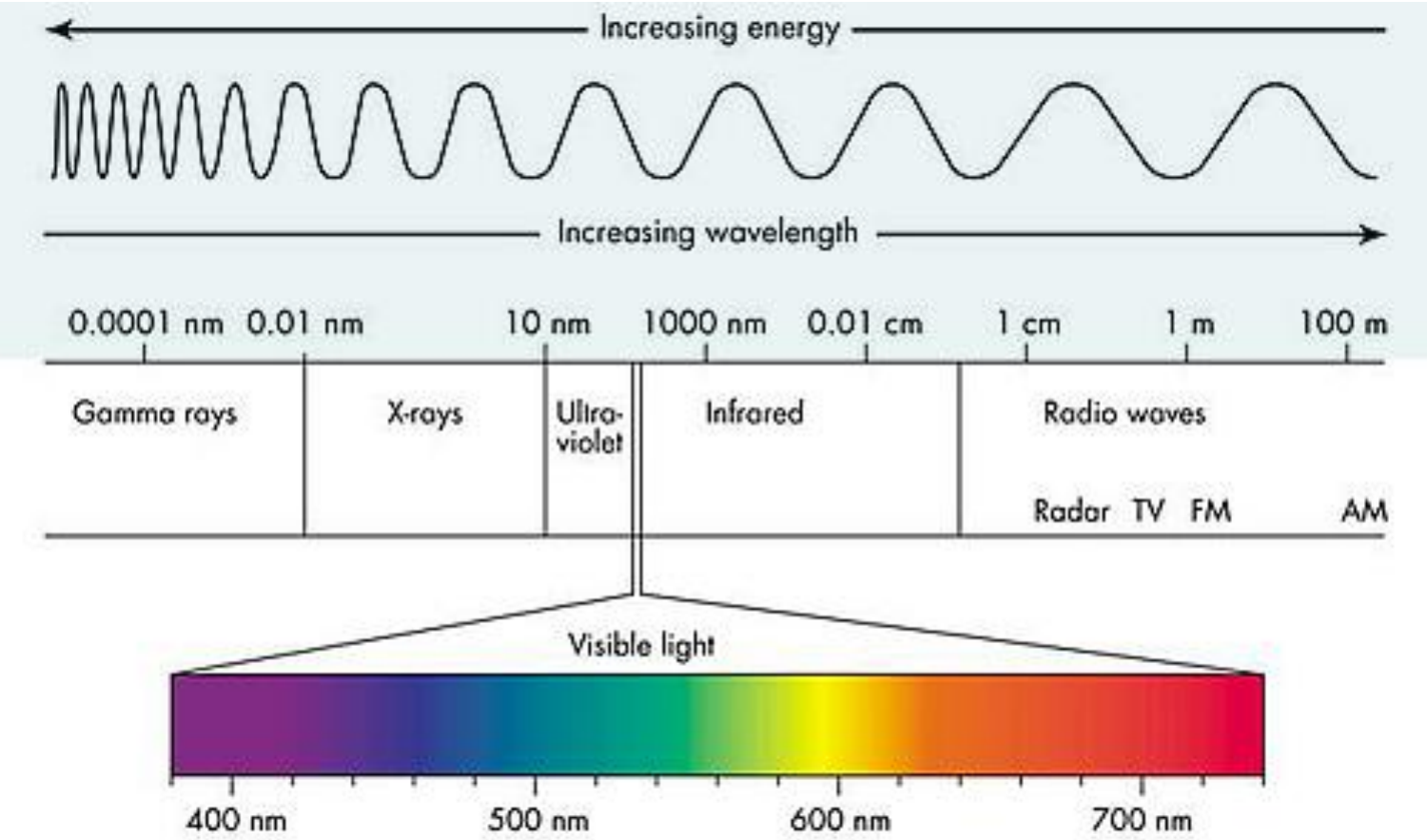
ข. ระดับที่ 5 ไประดับที่ 1

สเปกตรัม

ตัวอย่างที่ 2 เมื่อพลังงานของไฮโดรเจนเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานจากระดับพลังงานที่ 4 ในอนุกรมของ Balmer จงคำนวณหาค่าความยาวคลื่น และความถี่

สเปกตรัม

J.C. Maxwell ⇨ เสนอทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า



ที่มา : https://www.clutchprep.com/chemistry/practice-problems/78245/place-the-following-types-of-electromagnetic-radiation-in-order-of-increasing-wa-3

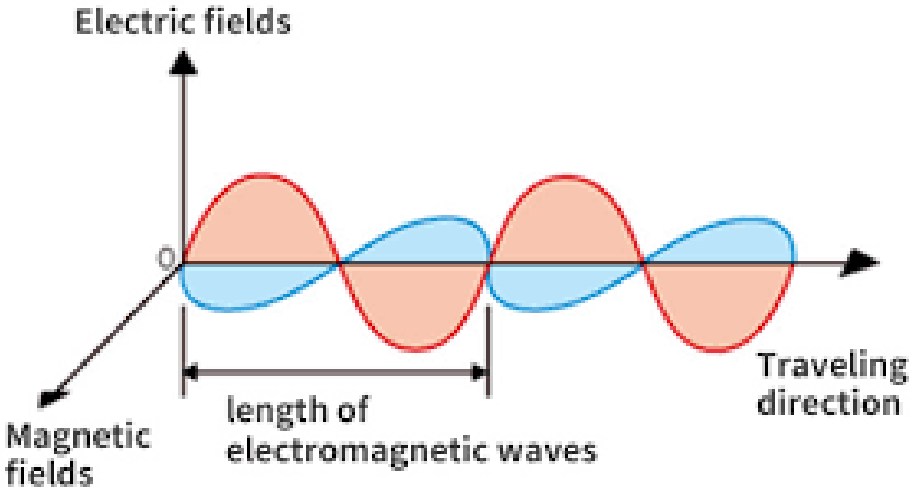
สเปกตรัม

J.C. Maxwell ⇨ เสนอทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า

“แสงเป็นคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า เมื่อแสงเคลื่อนที่จะมีสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็กเคลื่อนที่ในทิศทางตั้งฉากซึ่งกันและกัน และตั้งฉากกับทิศทางที่แสงเคลื่อนที่เสมอ”

- ถ้าให้ความร้อนแก่วัตถุมาก วัตถุนั้นจะเปล่งรังสีออกมาทั้งในรูปของความร้อนและแสงที่มีความเข้มสูง

- สีของรังสีที่วัตถุเปล่งออกมาจะขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ เช่น เผาแท่งเหล็กให้ร้อนขึ้นสีของแท่งเหล็กจะเปลี่ยนแปลงจาก สีคล้ำ -> สีแดง -> สีส้ม -> สีเหลือง -> สีขาว



ที่มา : https://www.toyo-chem.com/en/products/electronics/column/emishield.html

สเปกตรัม

Planck ⇨ เสนอว่า “พลังงานของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าที่เปล่งออกมาจากวัตถุร้อนจะมีลักษณะเป็นกลุ่มๆ เรียกกลุ่มพลังงานแสงนี้ว่า ควอนตัมของพลังงาน (E) โดยมีค่าเป็นช่วงๆ และไม่ได้ปลดปล่อยออกมาอย่างต่อเนื่อง”

พลังงาน (E) ของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าที่ปลดปล่อยออกมาหรือถูกดูดกลืนเข้าไปจะเท่ากับค่าคงที่ค่าหนึ่งคูณกับความถี่ ดังสมการ

$$E \alpha \nu$$

$$E = h\nu$$

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

$$E = h\frac{c}{\lambda}$$

เมื่อ h คือ ค่าคงที่ของพลังค์ (6.63×10^{-34} J•s)

ν คือ ความถี่ของแสง

c คือ ความเร็วของแสง (3.0×10^{8} ms^{-1})

สเปกตรัม

ตัวอย่างที่ 3 จงหาพลังงานของสเปกตรัมแสงสีม่วง ซึ่งมีความยาวคลื่น 400 nm

สเปกตรัม

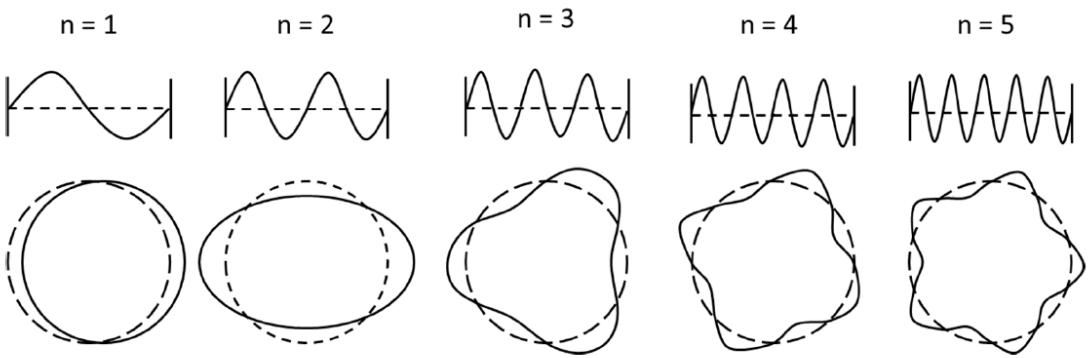
ตัวอย่างที่ 4 สเปกตรัมเส้นหนึ่งของโลหะลิเทียม มีความยาวคลื่น 700 nm จะมีความถี่และพลังงานเท่าไร

แบบจำลองอะตอมโบร์

Louis de Broglie ได้เสนอสมติฐานเพิ่มเติมว่า เมื่อแสงมีสมบัติเป็นอนุภาคได้ ดังนั้นอนุภาคก็จะมีสมบัติเป็นคลื่นได้เหมือนแสง แสดงว่า สสารใดๆ มีสมบัติเป็นได้ทั้งคลื่นและอนุภาค

การเคลื่อนที่ของสสารใดๆ จะมีลักษณะเป็นคลื่นเมื่อนำมาใช้กับการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนที่เป็นวงโคจรรอบนิวเคลียสของโบร์ เส้นทางการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนจะต้องเป็นคลื่น

$$mvr = n\frac{h}{2\pi} = nh$$



เมื่อ

h = ค่าคงที่ของ Planck

r = รัศมี

m = มวล

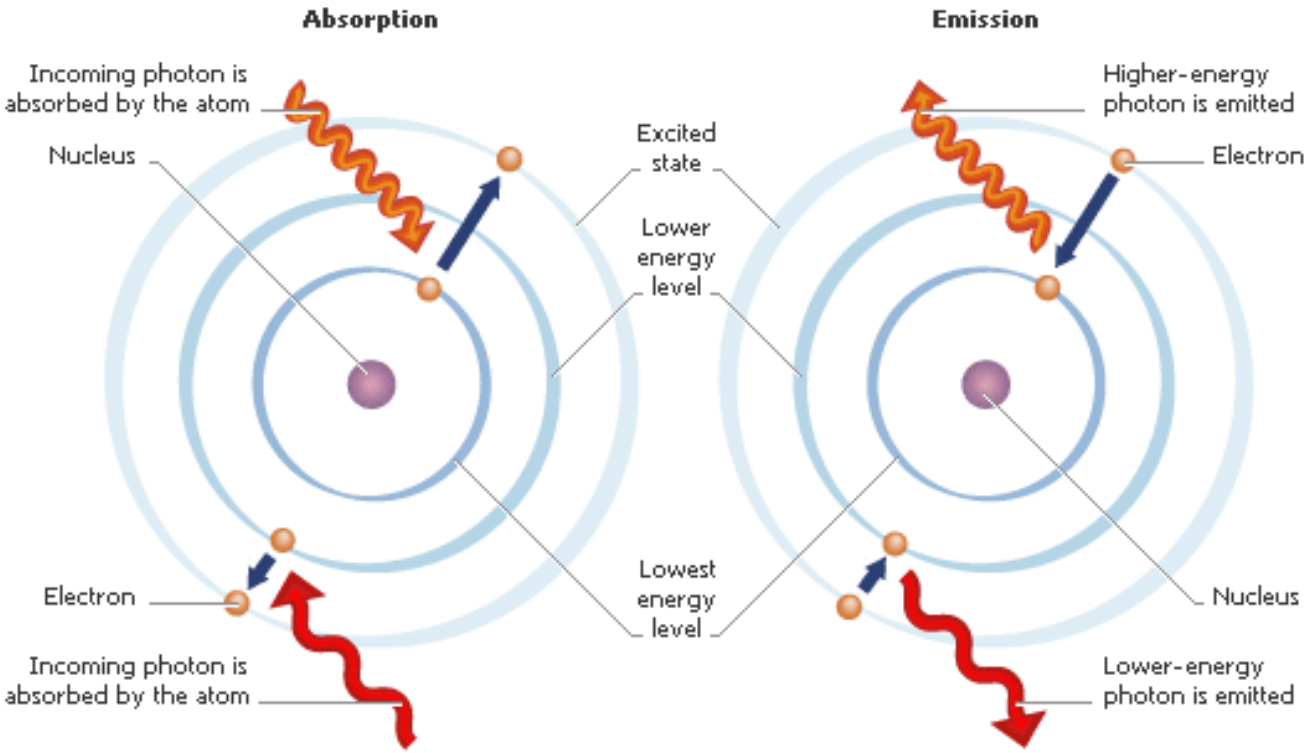
v = ความเร็ว

n = 1, 2, 3,... เรียกว่า เลขควอนตัม (เลขที่บ่งถึงสมบัติและพลังงานของอิเล็กตรอนในวงโคจร หรือระดับพลังงานของอิเล็กตรอน)

ที่มา : https://scienceready.com.au/pages/matter-wave-duality

แบบจำลองอะตอมโบร์

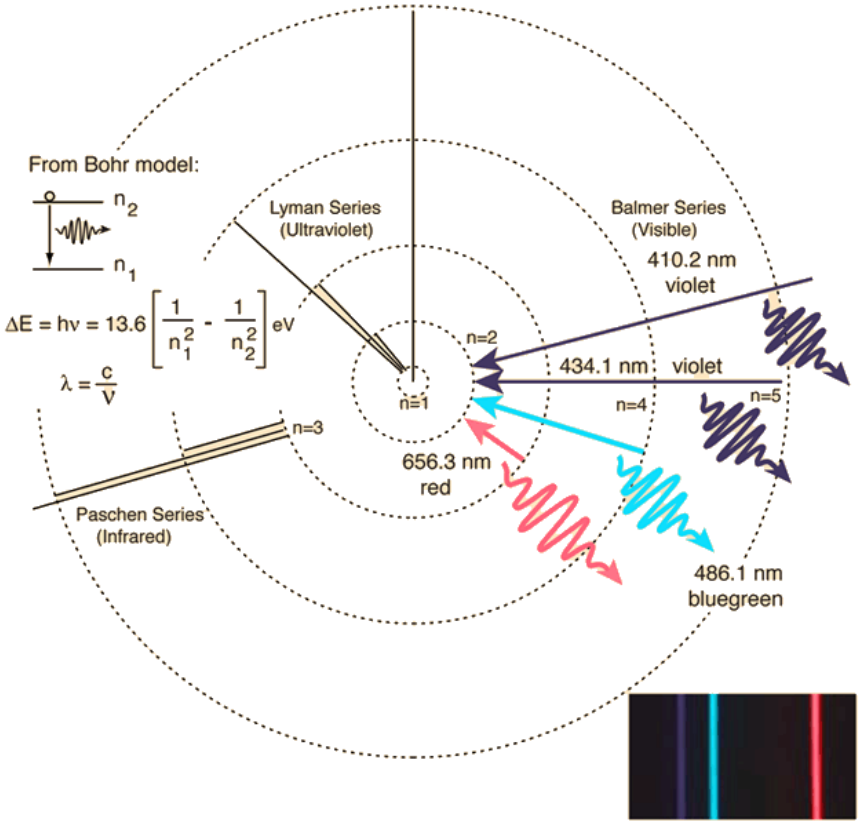
- เมื่ออิเล็กตรอนเปลี่ยนวงโคจร จะมีการดูดหรือคายพลังงาน



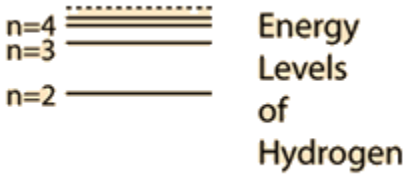
ที่มา : http://light.physics.auth.gr/enc/wavelength_en.html

แบบจำลองอะตอมโบร์

เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานหรือปล่อยพลังงานออกมาเท่ากับผลต่างของระดับพลังงานวงโคจรจะเป็นผลให้อิเล็กตรอนเปลี่ยนวงโคจร



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



ที่มา : http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/Bohr.html

กลศาสตร์เชิงคลื่น

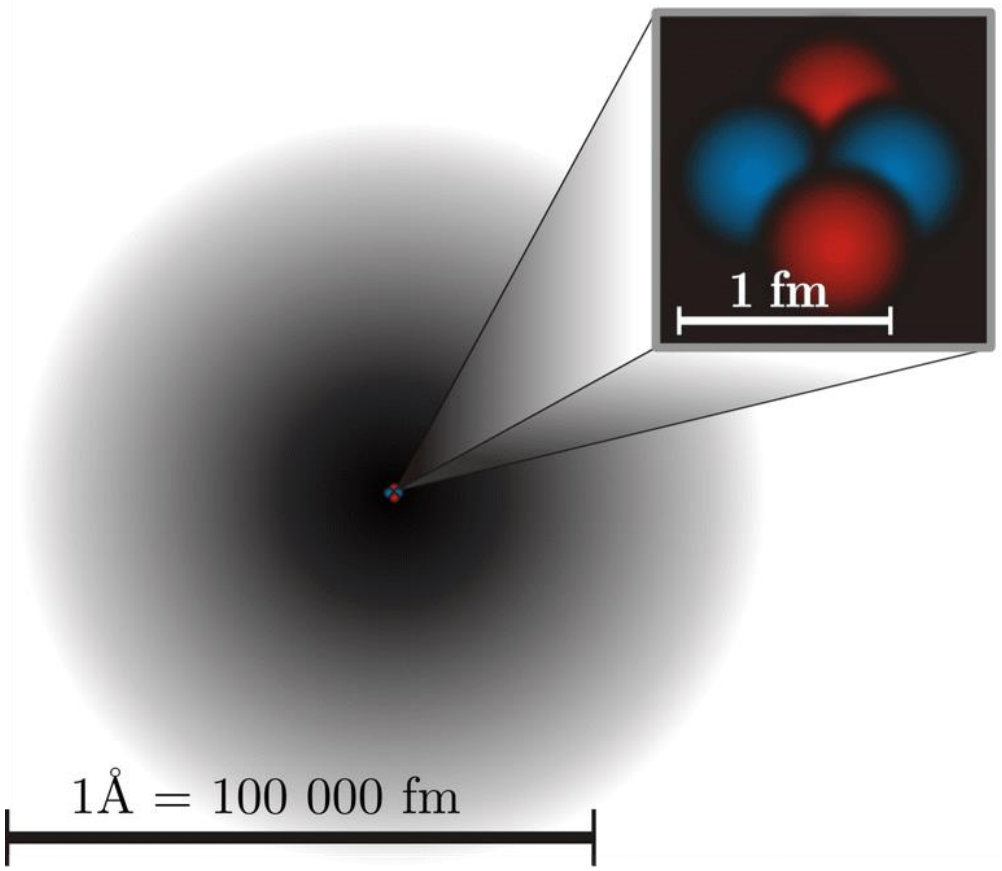
Heisenberg พบว่า อิเล็กตรอนมีขนาดเล็กเกินกว่าที่จะวัดสมบัติต่างๆ ได้ ทำให้การพิจารณาสมบัติต่างๆ ของอิเล็กตรอนทำได้แค่ระดับโอกาสหรือความน่าจะเป็น เช่น การหาตำแหน่งอิเล็กตรอนจะเรียกว่า ความหนาแน่นอิเล็กตรอน หรือ โอกาสพบอิเล็กตรอน

Erwin Schrodinger เสนอว่า

- การเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนในบริเวณหนึ่งๆ มีรูปร่างต่างๆกัน ใน 3 มิติ รอบนิวเคลียส แต่ละบริเวณที่อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ เรียกว่า ออร์บิทัล (Orbital) หรือ ออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital)
- การอธิบายแต่ละอิเล็กตรอนในอะตอมตามทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม เป็นผลจากการคำนวณสมการคลื่นหรือสมการโชรดิงเจอร์

$$\hat{H}\Psi = E\Psi$$

แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก



บริเวณที่เป็นตำแหน่งของอิเล็กตรอนว่า ออร์บิทัลอะตอม (atomic orbitals)

ที่มา : https://slideplayer.com/slide/3836435/

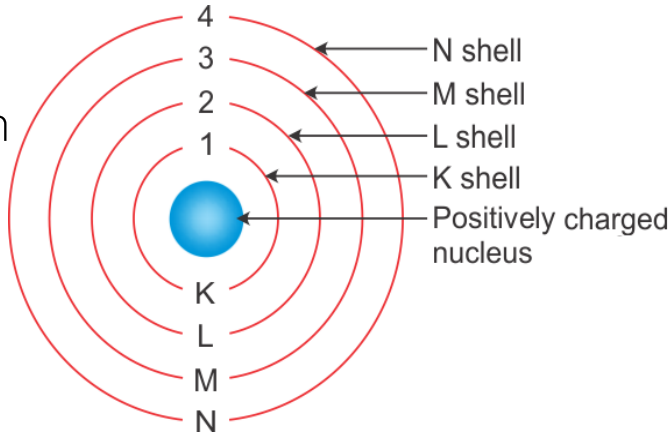
เลขควอนตัม

จากการแก้สมการคลื่นของโชรดิงเจอร์ พบว่า เลขจำนวนเต็มซึ่งกำหนดรูปร่างและพลังงานของออร์บิทัล มี 3 ชนิด เรียกว่า เลขควอนตัม (Quantum number) คือ *n*, *l*, *m*

1. เลขควอนตัมหลัก (*n*)

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

ถ้า n มีค่ามาก ออร์บิทัลจะมีขนาดใหญ่และขยายตัวออกจากนิวเคลียสมากขึ้น ตำแหน่งของอิเล็กตรอนจะอยู่ห่างจากนิวเคลียสและจะมีพลังงานสูงขึ้น



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

เลขควอนตัม

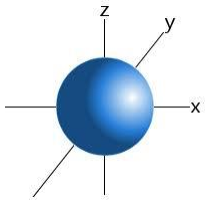
2. เลขควอนตัมออร์บิทัล (*l*) หรือเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

- บอกถึงระดับพลังงานย่อยของระดับพลังงานหลัก n และเกี่ยวข้องกับโมเมนตัมเชิงมุมในขณะที่อิเล็กตรอนเคลื่อนที่

- บอกถึงรูปร่างของออร์บิทัลของอิเล็กตรอน

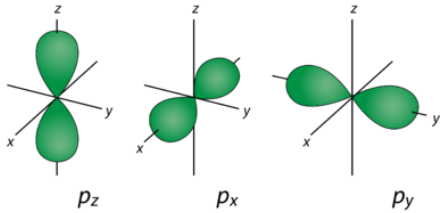
- ระดับพลังงานย่อยในระดับพลังงานหลัก

- ค่า l ขึ้นกับค่า n คือ มีค่า 0, 1, 2,... และมีได้จำนวนเท่ากับ n ค่า



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

นั่นคือ ในระดับพลังงานย่อยค่าเดียว จะมีออร์บิทัลชนิดเดียวที่มีค่า l = 0 ซึ่งมีรูปร่างเป็นทรงกลม



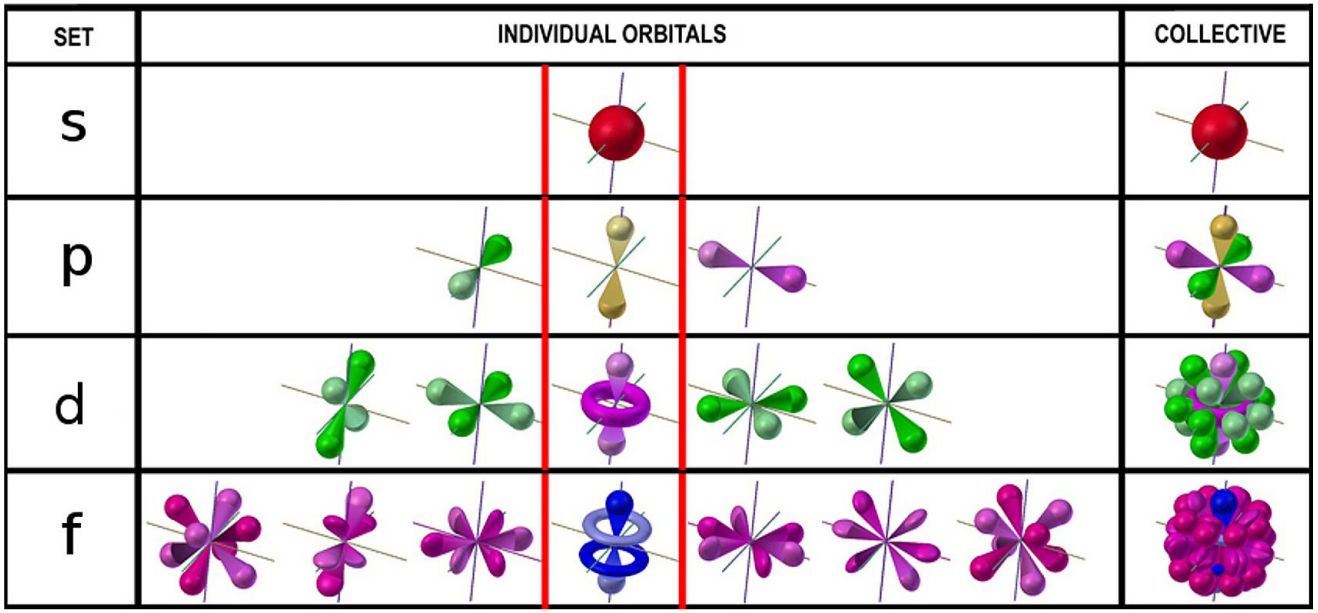
อิเล็กตรอน มี n = 2 จะมีค่า l มีจำนวน 2 ค่า คือ 0, 1

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

- เมื่อค่า l สูง แสดงว่า อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ด้วยโมเมนตัมเชิงมุมสูงและมีพลังงานสูง

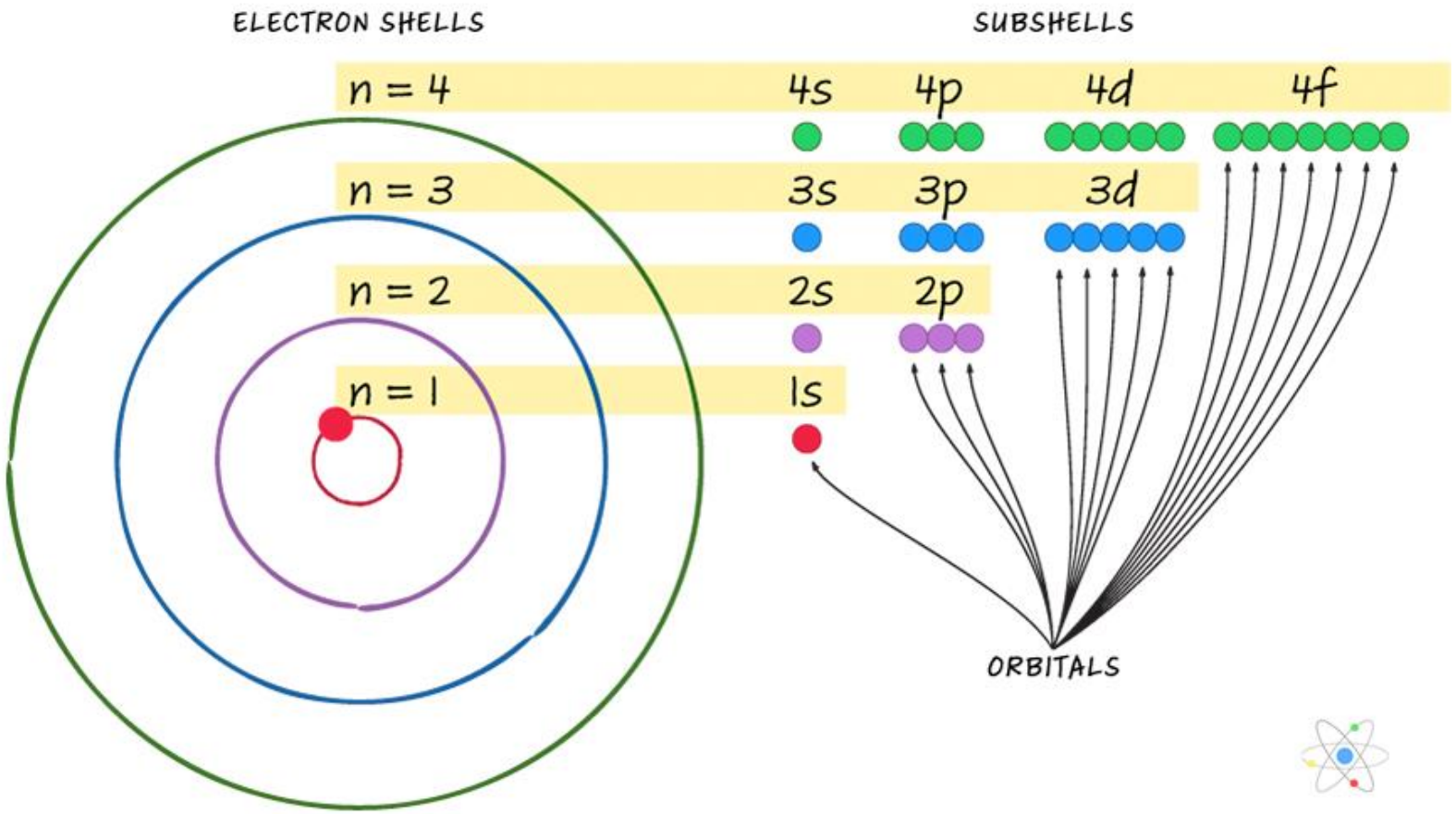
เลขควอนตัม

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



ที่มา : https://slideplayer.com/slide/3836435/

เลขควอนตัม



ที่มา : https://sciencing.com/number-orbitals-energy-level-8241400.html

เลขควอนตัม

3. เลขควอนตัมแม่เหล็ก (m_l)

- ออร์บิทัลมีรูปร่างเหมือนกันแต่ทิศทางของออร์บิทัลในที่ว่างต่างกัน เป็นผลให้เกิดค่า m_l ต่างกัน แสดงว่าในแต่ละค่าของ l จะมี m_l ได้หลายค่า

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

- มีค่าระหว่าง l ถึง $-l$

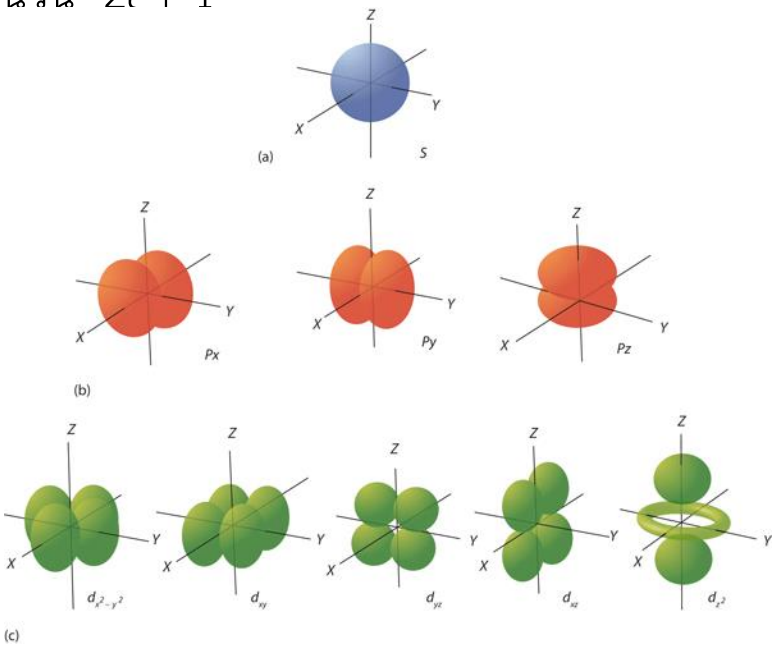
- รวม $2l + 1$ = จำนวนของ m_l

$l = 0$, $m_l = 0$

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

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

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

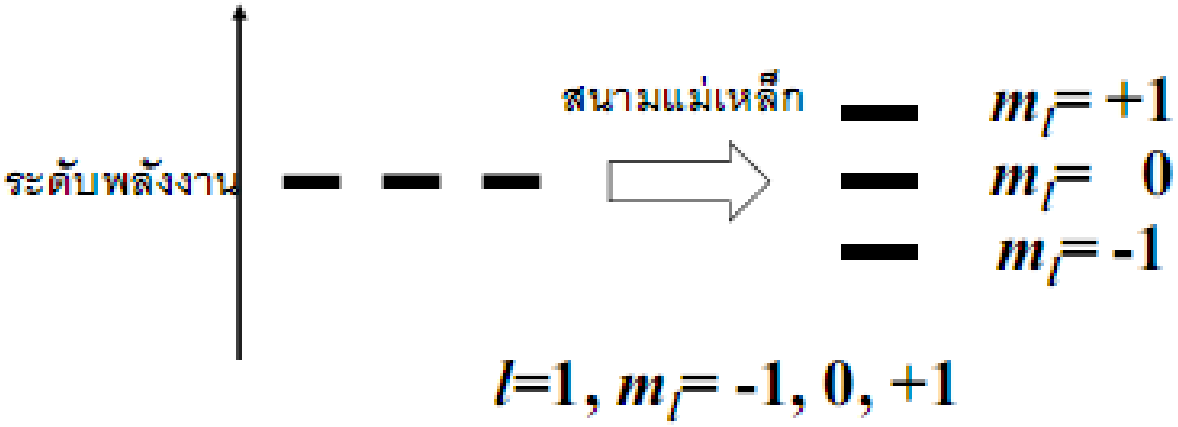


ที่มา : https://courses.lumenlearning.com/suny-mcc-introductorychemistry/chapter/organization-of-electrons-in-atoms/

เลขควอนตัม

- อิเล็กตรอนที่มีค่า l เดียวกัน แต่มีค่า m_l ต่างกันเมื่อเคลื่อนที่ในอะตอม จะมีโมเมนตัมเชิงมุมเท่ากัน

- เมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้าทิศทางการการเรียงตัวของออร์บิทัลต่างกัน จะมีปฏิกิริยากับสนามต่างกันทำให้ระดับพลังงานไม่เท่ากัน



เลขควอนตัม

เลขควอนตัมสปิน (m_s)

- เป็นตัวเลขบอกทิศางการหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอน นั่นคือ ในขณะที่อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ก็จะหมุนรอบตัวเองไปด้วย

- อิเล็กตรอนมีประจุลบหมุนรอบตัวเองทำให้อิเล็กตรอนเป็นเสมือนแท่งแม่เหล็กเล็กๆ

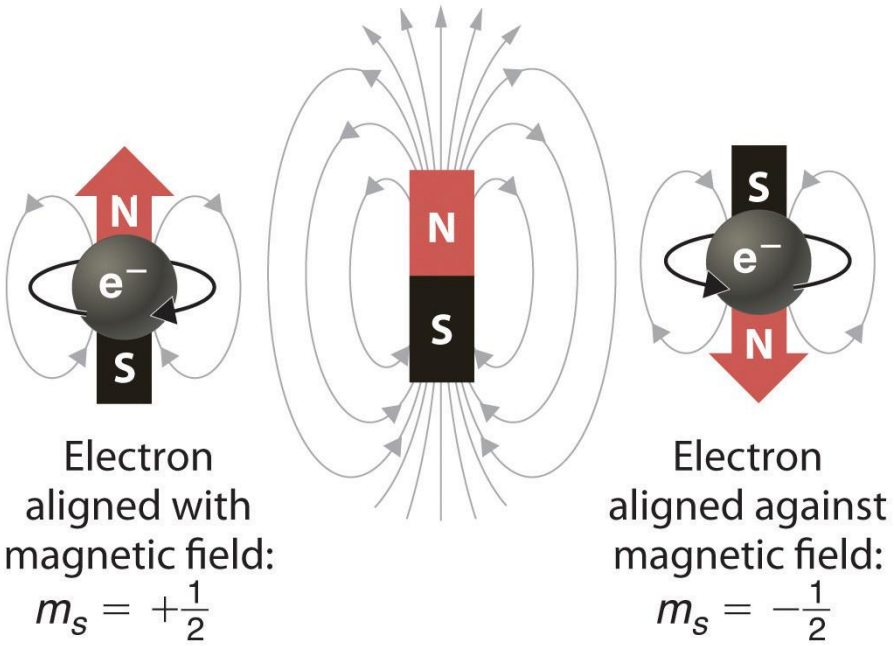
- การหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอนมี 2 แบบ คือ

1. หมุนตามเข็มนาฬิกา เรียกว่าหมุนขึ้น (spin up)

   m_s = +1/2 อิเล็กตรอนในสภาพ สปินขึ้น ↑

2. หมุนทวนเข็มนาฬิกา เรียกว่าหมุนขึ้น (spin up)

   m_s = -1/2 อิเล็กตรอนในสภาพ สปินลง ↓



ที่มา : https://slideplayer.com/slide/3836435/

เลขควอนตัม

เลขควอนตัม n บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนอยู่ในระดับพลังงานหลักใด

เลขควอนตัม l บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนอยู่ในออร์บิทัลใด

เลขควอนตัม m_l บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนนี้อยู่ในออร์บิทัลที่มีค่า m_l ใดที่มีระดับพลังงานต่ำสุดในสนามแม่เหล็ก

เลขควอนตัม m_s บอกให้ทราบว่า อิเล็กตรอนมีลักษณะการหมุนเช่นใด

n	l	orbital	m_l	จำนวนออร์บิทัลในแต่ละขนิดของออร์บิทัล
1	0	1s	0	1
2	0	2s	0	1
	1	2p	+1 0 -1	3
3	0	3s	0	1
	1	3p	+1 0 -1	3
	2	3d	+2 +1 0 -1 2	5
4	0	4s	0	1
	1	4p	+1 0 -1	3
	2	4d	+2 +1 0 -1 2	5
	3	4f	+3 +2 +1 0 -1 2 3	7

เลขควอนตัม

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

หลักการกีดกันเพาลี กล่าวว่า ไม่มีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใด ในอะตอมเดียวกันที่จะมีเลขควอนตัมทั้งสี่เหมือนกัน

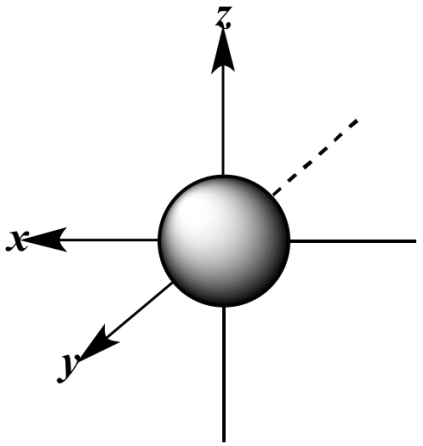
รูปร่างของออร์บิทัล

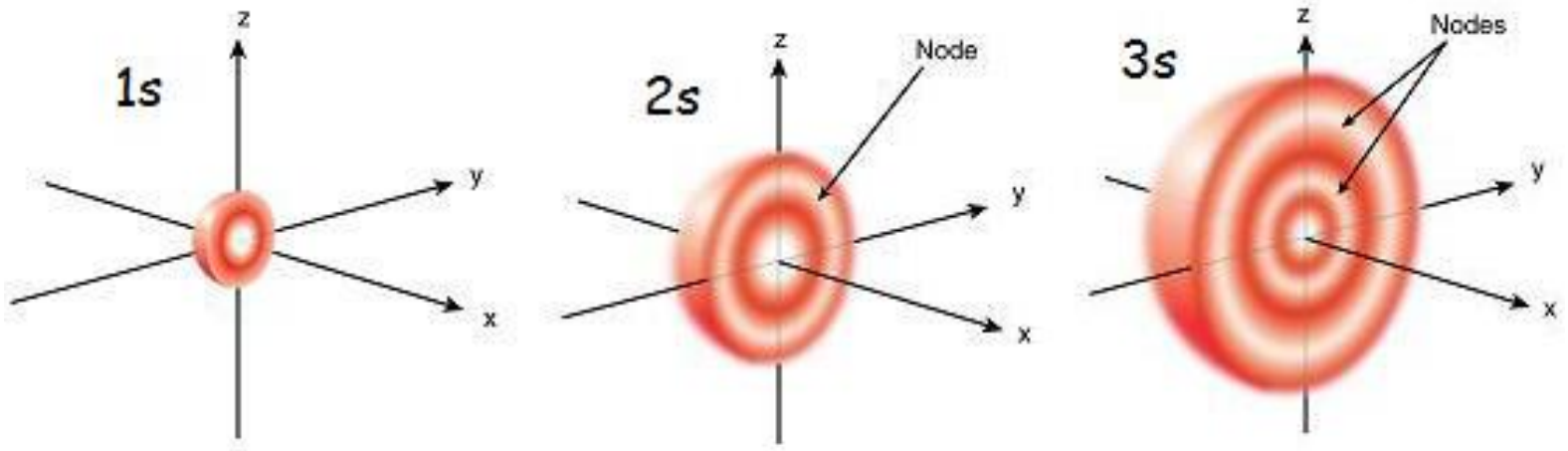
1. s-orbital (l = 0; m_l = 0)

- รูปร่างของออร์บิทัลเป็นทรงกลม

ค่า n เพิ่มขนาดออร์บิทัลเพิ่ม

ขนาด 1s < 2s < 3s < 4s <...





ที่มา : https://thefactfactor.com/facts/pure_science/chemistry/physical-chemistry/quantum-numbers-and-shapes-of-orbitals/

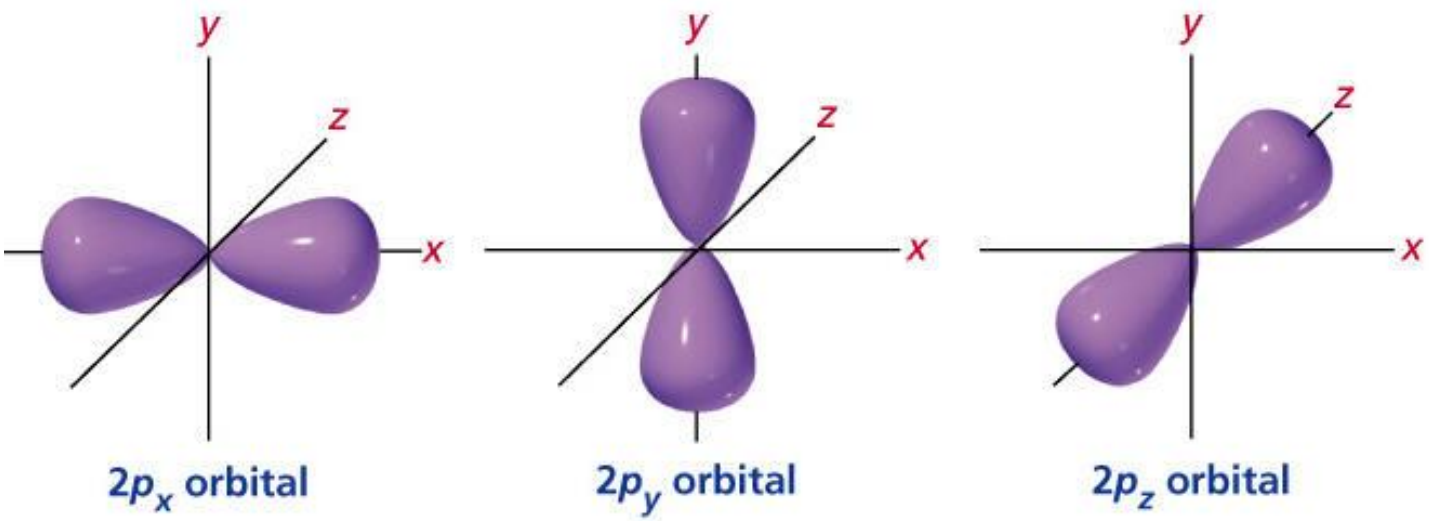
รูปร่างของออร์บิทัล

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

- ลักษณะเป็นรูปดัมเบล หรือ 2 lope

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

ค่า n เพิ่ม ขนาดออร์บิทัลเพิ่ม



ที่มา : http://www.kentchemistry.com/links/AtomicStructure/shapesoforbitalsnadsublevels.htm

รูปร่างของออร์บิทัล

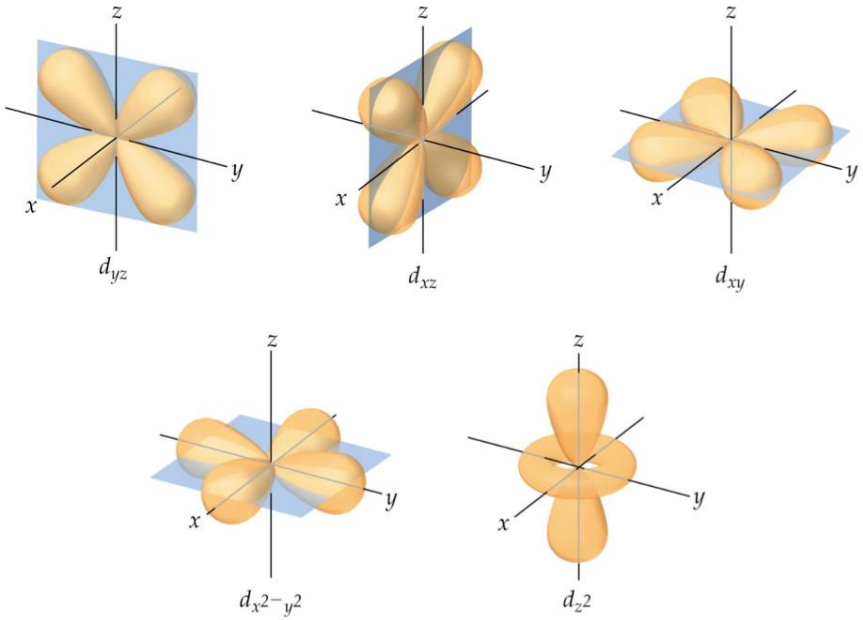
3. d-orbital (l = 2; m_l = +2, +1, 0, -1, -2)

- ลักษณะเป็นรูปดัมเบลคู่ หรือ 4 lope

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

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

lope อยู่บนแกน z เรียกว่า d_{z^2} orbital



ที่มา : https://www.quora.com/What-is-the-shape-of-a-d-orbital

รูปร่างของออร์บิทัล

แบบฝึกหัดที่ 5 จงเขียนสัญลักษณ์ของออร์บิทัลที่มีเลขควอนตัมต่อไปนี้

ก) n = 2, l = 0

ข) n = 3, l = 2

ค) n = 4, l = 1

ง) n = 5, l = 3

รูปร่างของออร์บิทัล

แบบฝึกหัดที่ 6 จงเขียนเลขควอนตัมทั้งหมดในระดับพลังงานหลัก

ก) n = 2

ข) n = 3

ค) n = 4

รูปร่างของออร์บิทัล

แบบฝึกหัดที่ 7 จงเขียนเลขควอนตัม n l และ m_l ของออร์บิทัลต่อไปนี้

ก) 2p

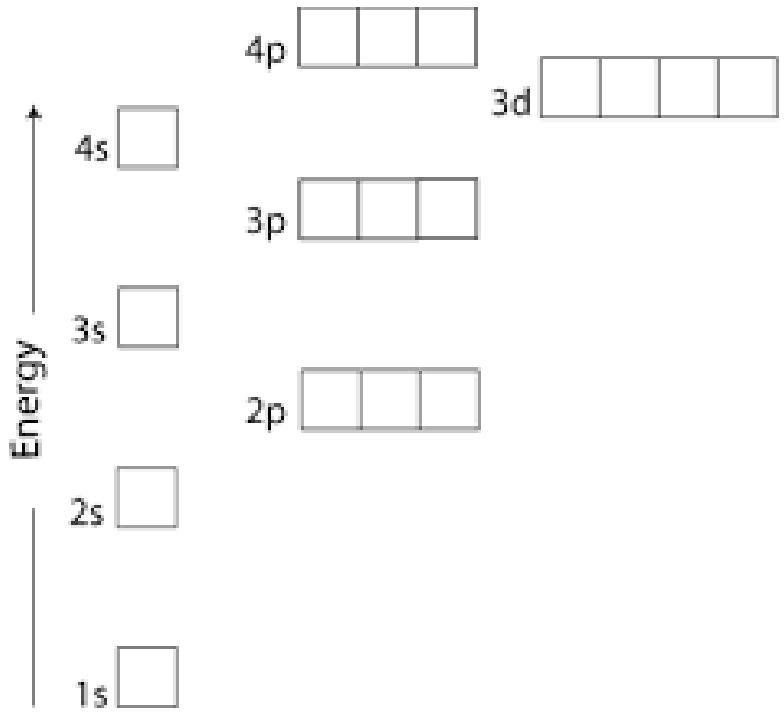
ข) 3p

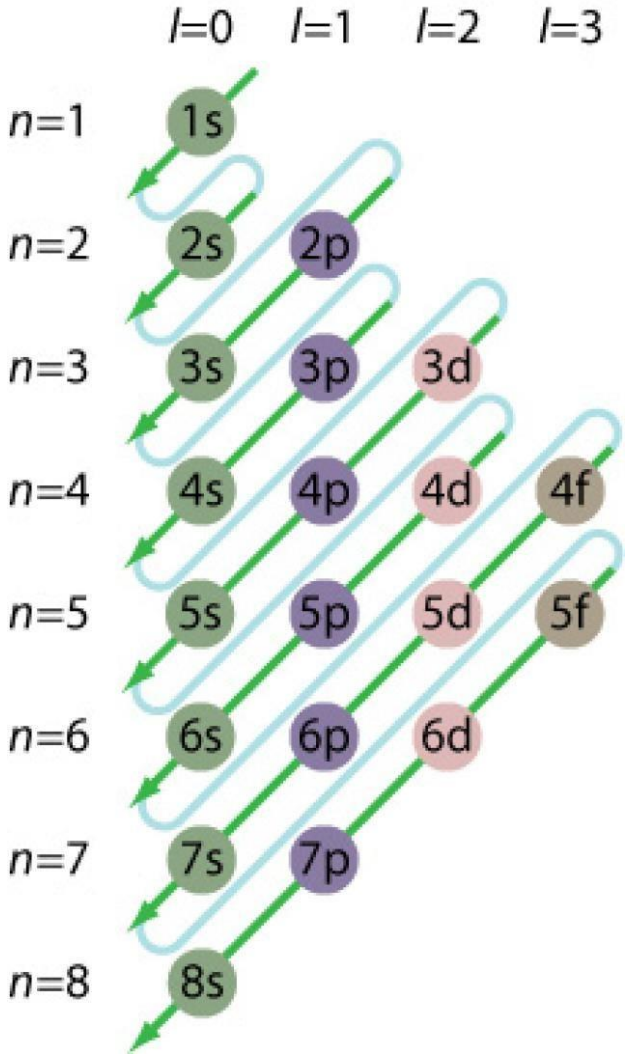
ค) 3d

ระดับพลังงานของออร์บิทัล

การเรียงลำดับพลังงานของออร์บิทัลจากต่ำไปสูง จะเป็น

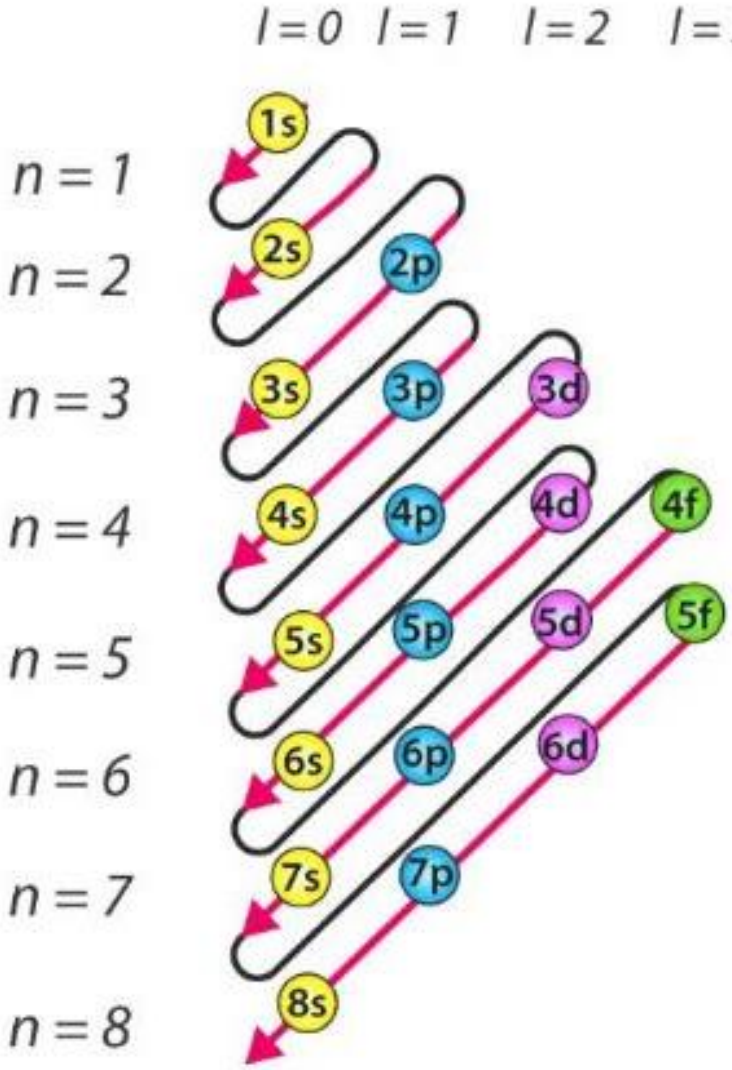
1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < ...





ที่มา : http://ericscerri.blogspot.com/2012/06/trouble-with-using-aufbau-to-find.html?spref=pi

ระดับพลังงานของออร์บิทัล



1. อิเล็กในแต่ละออร์บิทัล

   s-orbital บรรจุ e^- ได้มากสุด 2 ตัว

   p-orbital บรรจุ e^- ได้มากสุด 6 ตัว

   d-orbital บรรจุ e^- ได้มากสุด 10 ตัว

   f-orbital บรรจุ e^- ได้มากสุด 14 ตัว

2. เมื่อ n = 1 มีออร์บิทัล 1s

   n = 2 มีออร์บิทัล 2s 2p

   n = 3 มีออร์บิทัล 3s 3p 3d

3. ในแต่ละระดับหลัก n

   จำนวนออร์บิทัลทั้งหมด = n^2

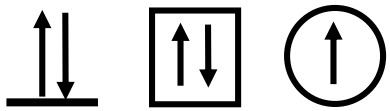
   จำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด = $2n^2$

ที่มา : https://www.pinterest.com/pin/12736811417622225/

การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล

แบบที่ 1 ใช้ ☐ หรือ ___ หรือ ○ แทนออร์บิทัล

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



แบบที่ 2 เขียนเป็นตัวเลขและตัวอักษร แสดงชนิดของออร์บิทัล (1s, 2s, 2p) และจำนวนอิเล็กตรอนในออร์บิทัล เช่น

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

ลำดับการบรรจุอิเล็กตรอน

โครงแบบอิเล็กตรอนแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่างๆ ของอะตอม มีหลักเกณฑ์ดังนี้

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

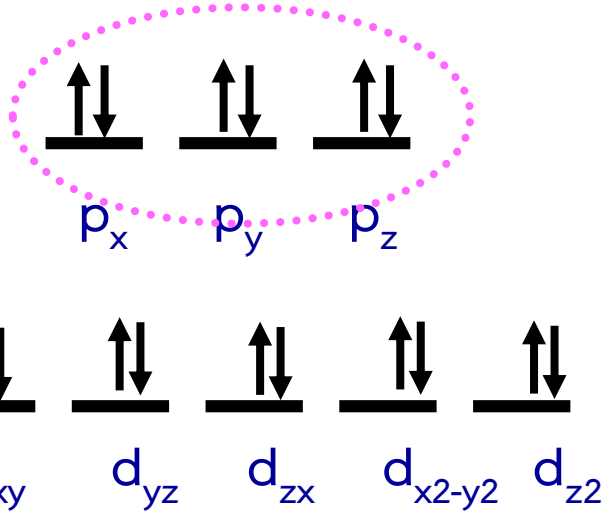
2. หลักของเพาลี (Pauli exclusion principle) -> “ในแต่ละออร์บิทัลจะมีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 ตัว และต้องมีสปินในทิศทางตรงข้ามกัน”

3. กฎของฮุนด์ (Hund’s rule) -> ออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากันมากกว่าหนึ่ง จะจัดเรียงให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุด

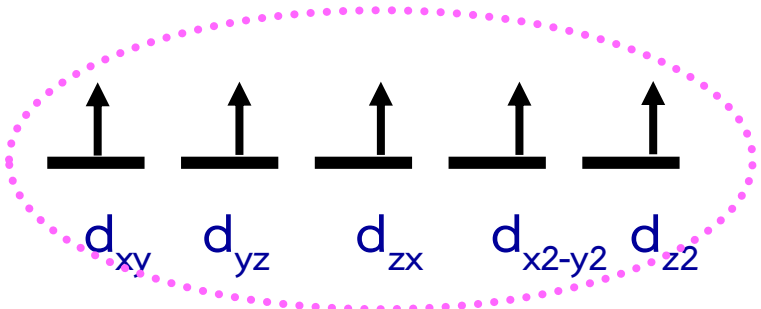
การจัดเรียงอิเล็กตรอน

สำหรับออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานที่เท่ากัน (degeneracy)

- ถ้าทุกๆ ออร์บิทัล มี e^- เต็ม → การบรรจุเต็ม



- ถ้าทุกๆ ออร์บิทัล มี e^- เพียงครึ่งเดียว → การบรรจุครึ่ง

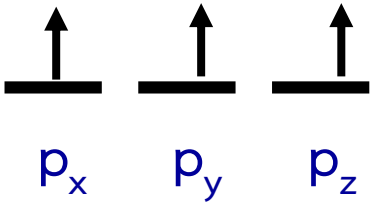


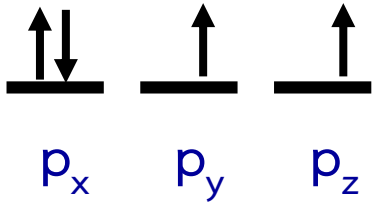
การจัดเรียงอิเล็กตรอน

ความเสถียร

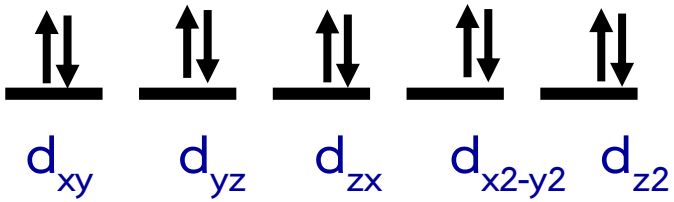
- การบรรจุเต็ม > การบรรจุครึ่ง > แบบอื่นๆ เช่น

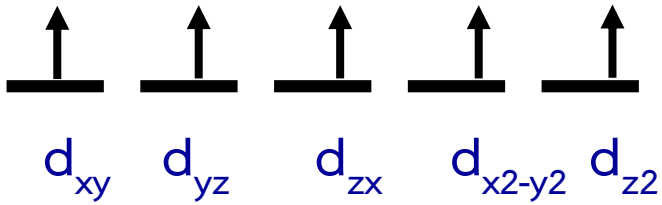
$2p^3$ เสถียรกว่า $2p^4$





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





การจัดเรียงอิเล็กตรอน

โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุในคาบที่ 3 ตั้งแต่ Na -> Ar เขียนในทำนองเดียวกัน

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

โครงแบบอิเล็กตรอนของ Ne (แก๊สเฉื่อย)

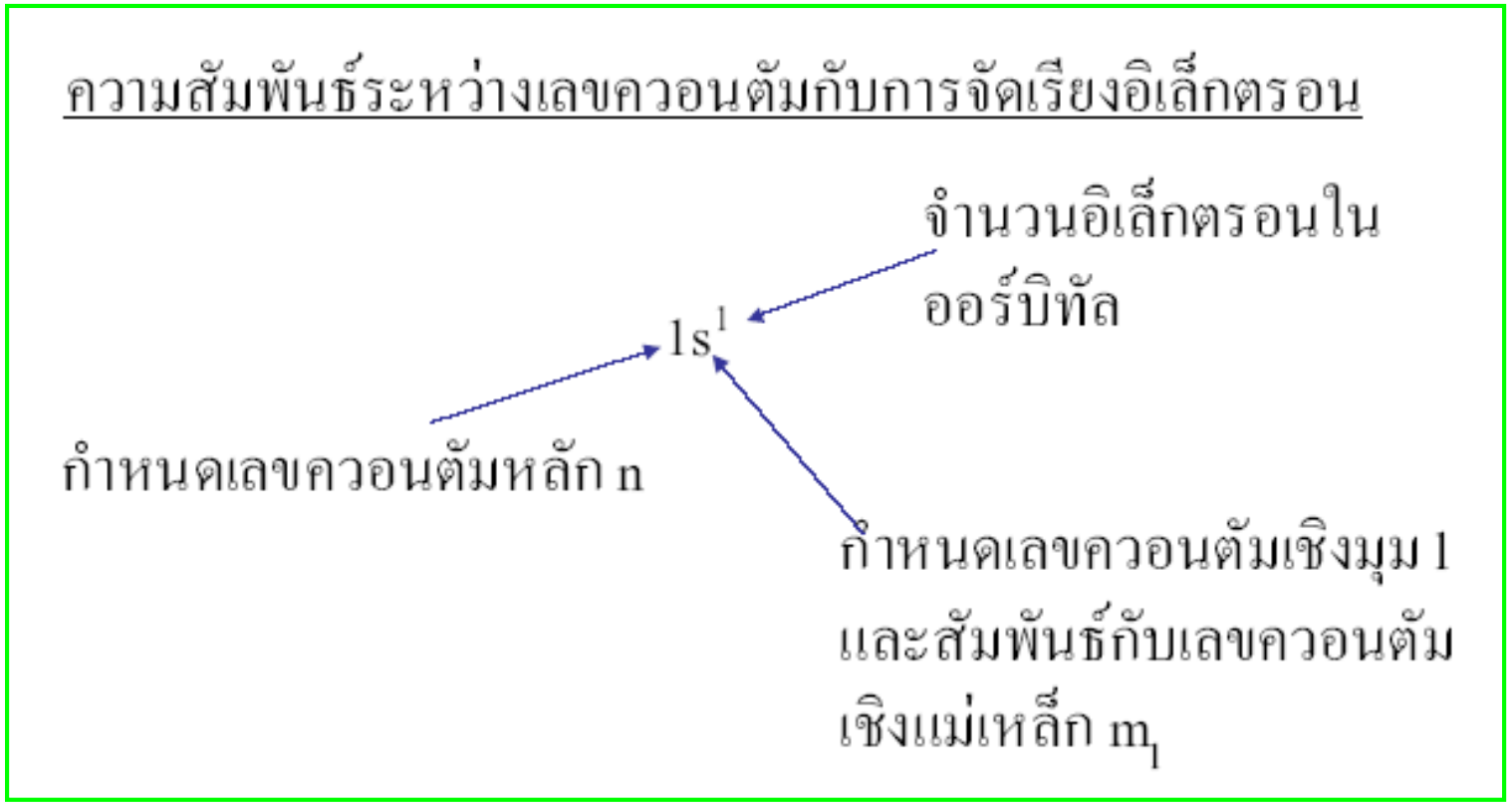
นั่นคือ ในส่วนที่เหมือนกับโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย จะเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ของแก๊สเฉื่อยในวงเล็บ [ ] ส่วนที่เหลือก็เขียนเพิ่มต่อไป เช่น

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

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

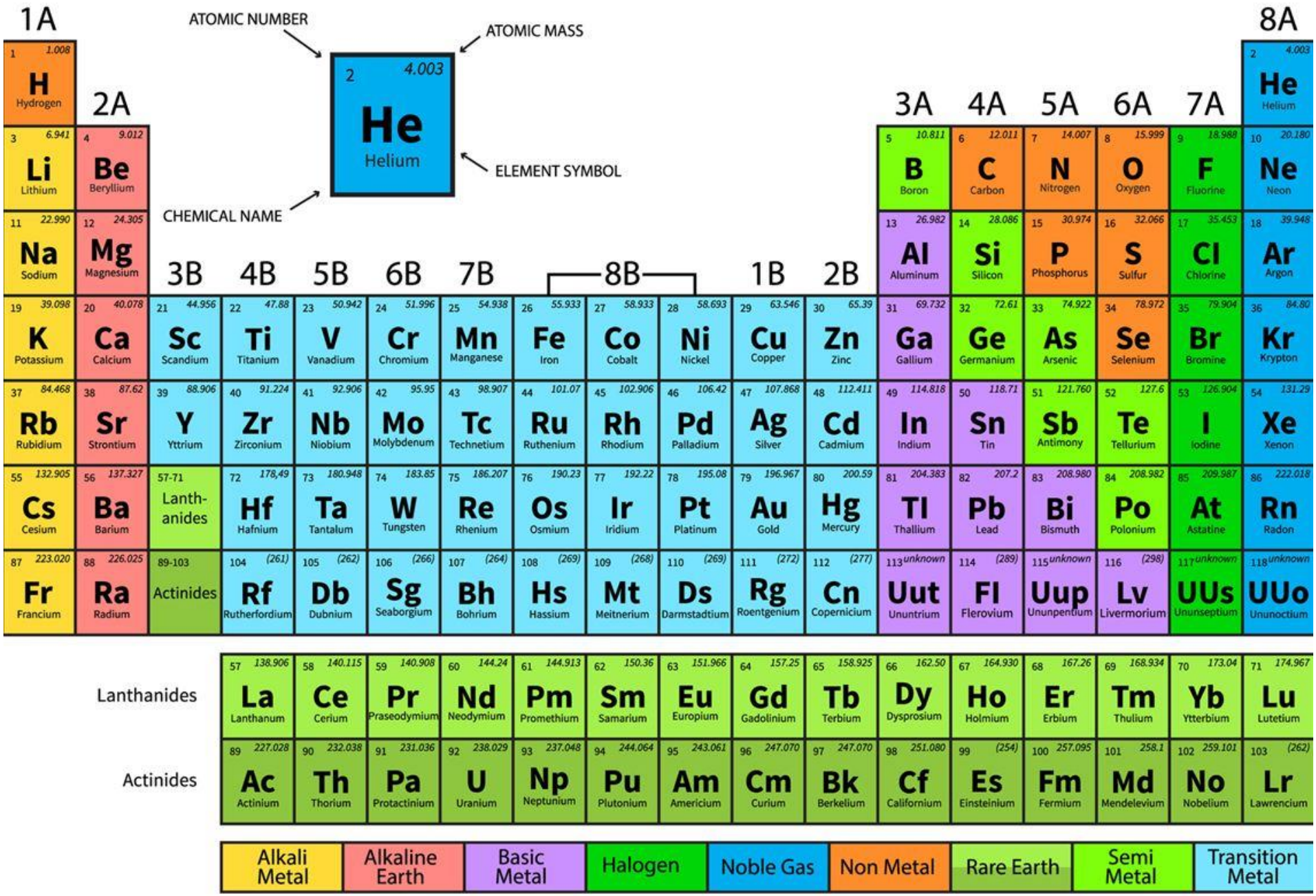
$_{46}Pd = [Kr]\ 5d^8\ 4s^2$

การจัดเรียงอิเล็กตรอน



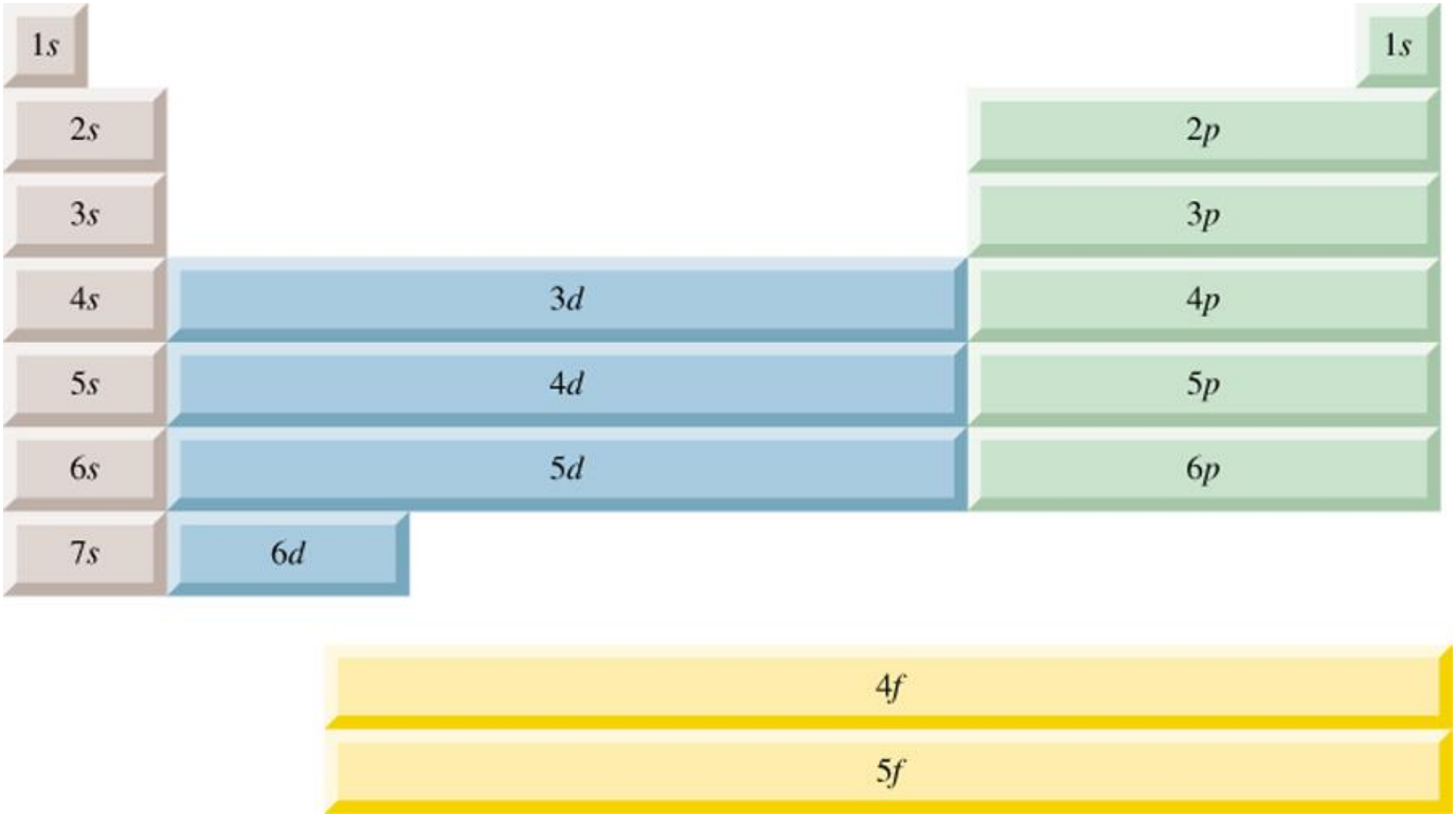
ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

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



ที่มา : https://www.sciencenewsforstudents.org/article/scientists-say-periodic-table

การจัดเรียงอิเล็กตรอน



ที่มา : https://sites.google.com/site/williamsscienceclasses/chemistry/electrons

การจัดเรียงอิเล็กตรอน

การบรรจุอิเล็กตรอนตามหลักของฮุนด์จะให้ระดับพลังงานต่ำสุด และประโยชน์จากการบรรจุอิเล็กตรอนตามหลักเกณฑ์ฮุนด์ มี 2 ประการ คือ

1. ทำให้ทราบสมบัติแม่เหล็ก นั่นคือ อะตอมที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัลจะมีสมบัติแม่เหล็กแบบ พาราแมกเนติก (paramagnetic) และถ้าหากอะตอมไม่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัลจะไม่มีสมบัติแม่เหล็ก เรียกว่า ไดอะแมกเนติก (diamagnetic) โดยสมบัติแม่เหล็กแบบพาราแมกเนติก จะมีความแรงของสมบัติแม่เหล็กมากกว่าแบบไดอะแมกเนติก

เช่น จงเรียงลำดับความแรงของสมบัติแม่เหล็กของอะตอมของธาตุต่อไปนี้จากน้อยไปมาก $_{7}N$ $_{8}O$ และ $_{10}Ne$

การจัดเรียงอิเล็กตรอน

2. ให้ความสัมพันธ์ระหว่างลำดับที่ในการบรรจุของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลกับเลขควอนตัม m_l และ m_s ของอิเล็กตรอน

ชนิดของออร์บิทัล	ลำดับที่ในการบรรจุของอิเล็กตรอนในออร์บิทัล	m_l	m_s
s ↑↓ m_l 0	1	0	+1/2
	2	0	-1/2
p ↑↓ ↑↓ ↑↓ m_l +1 0 -1	1	+1	+1/2
	2	0	+1/2
	3	-1	+1/2
	4	+1	-1/2
	5	0	-1/2
	6	-1	-1/2

การจัดเรียงอิเล็กตรอน

เช่น จงหาลำดับที่ในการบรรจุของอิเล็กตรอนซึ่งมีเลขควอนตัม $m_l = +1$ $m_s = -1/2$ ในออร์บิทัล d

จงเขียนเลขควอนตัม n, l, m_l และ m_s ของอิเล็กตรอนที่ถูกบรรจุเป็นลำดับที่ 5 ในออร์บิทัล 4p

การจัดเรียงอิเล็กตรอน

แบบฝึกหัดที่ 8 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอน พร้อมทั้งเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย

ก) $_{19}K$

ข) $_{21}Sc$

ค) $_{40}Zr$

การจัดเรียงอิเล็กตรอน

แบบฝึกหัดที่ 8 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนพร้อมทั้งเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย

ง) $_{24}Cr$

จ) $_{29}Cu$

ฉ) $_{16}S^{2-}$

การจัดเรียงอิเล็กตรอน

แบบฝึกหัดที่ 8 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนพร้อมทั้งเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สเฉื่อย

ช) $_{12}Mg^{2+}$

ซ) $_{33}As^{3+}$

ฎ) $_{23}V^{2+}$

แบบฝึกหัด

แบบฝึกหัดที่ 1 จงคำนวณหาพลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอมไฮโดรเจน 1 อะตอม ที่มีการเปลี่ยนระดับพลังงานระดับพลังงานที่ 3 ในอนุกรม Lyman

แบบฝึกหัดที่ 2 จงคำนวณหาความยาวคลื่นของแสงที่มีความถี่ $8.0 \times 10^{15}\ s^{-1}$