

เอกสารประกอบการบรรยาย

วิชา คม105 เคมีพื้นฐาน

โครงสร้างของอะตอม (Atomic structure)

- ☐ การค้นพบอนุภาคมูลฐาน
- ☐ ทฤษฎีควอนตัม
- ☐ เลขควอนตัมและออร์บิทัลอะตอม
- ☐ การจัดเรียงอิเล็กตรอน

อาจารย์ ดร. วีรินทร์ดา ทะปะละ

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

1. การค้นพบอนุภาคมูลฐาน

อะตอม อนุภาคที่เล็กที่สุดของธาตุที่สามารถทำปฏิกิริยาเคมีได้

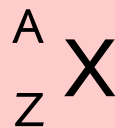


อะตอม ประกอบด้วย โปรตอน (proton) นิวตรอน (neutron) และ อิเล็กตรอน (electron)

$\underbrace{\hspace{10em}}$
นิวคลีออน (nucleon)

- จำนวนโปรตอนภายในนิวเคลียส เรียกว่า เลขอะตอม (atomic number) : Z
- ผลบวกของจำนวนโปรตอนกับนิวตรอน เรียกว่า เลขมวล (mass number): $A = Z + N$
- อะตอมที่เป็นกลาง จำนวนโปรตอนจะเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน

สัญลักษณ์ของอะตอม



โปรตอน = 13

นิวตรอน = $27 - 13 = 14$

อิเล็กตรอน = 13

- อะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน แต่มีมวลอะตอมต่างกัน เรียกว่า ไอโซโทป (isotope)
เช่น ไฮโดรเจน มี 3 ไอโซโทป คือ ${}_1^1\text{H}$, ${}_1^2\text{H}$, ${}_1^3\text{H}$

❑ เดโมเครตีส (Democritus, 460 BC)

- สสารประกอบขึ้นด้วยอนุภาคขนาดเล็กที่สุดที่แบ่งต่อไปอีกไม่ได้ เรียกว่า อะตอม (Atomos = uncuttable or indivisible)

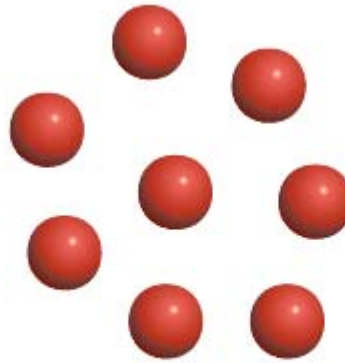
❑ จอห์น ดาลตัน (John Dalton, 1808)

- ธาตุ ประกอบด้วยอนุภาคที่มีขนาดเล็กที่สุด เรียกว่า อะตอม
- อะตอมของธาตุหนึ่งๆ จะมีลักษณะเฉพาะตัว มีขนาด มวล และคุณสมบัติทางเคมีที่เหมือนกัน
- สารประกอบ เกิดจากอะตอมของธาตุตั้งแต่ 2 ชนิดรวมกัน โดยมีจำนวนอะตอมของธาตุแต่ละชนิดเป็นจำนวนแน่นอน
- ปฏิกิริยาเคมีเกี่ยวข้องกับการแยก การรวม และการจัดเรียงตัวใหม่ของอะตอม ไม่เกี่ยวข้องกับการสร้างหรือทำลายอะตอม

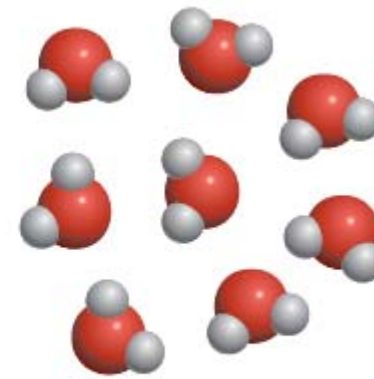
แผนภาพที่แสดงถึงการอธิบายสมมติฐานของดาลตัน



Atoms of element X



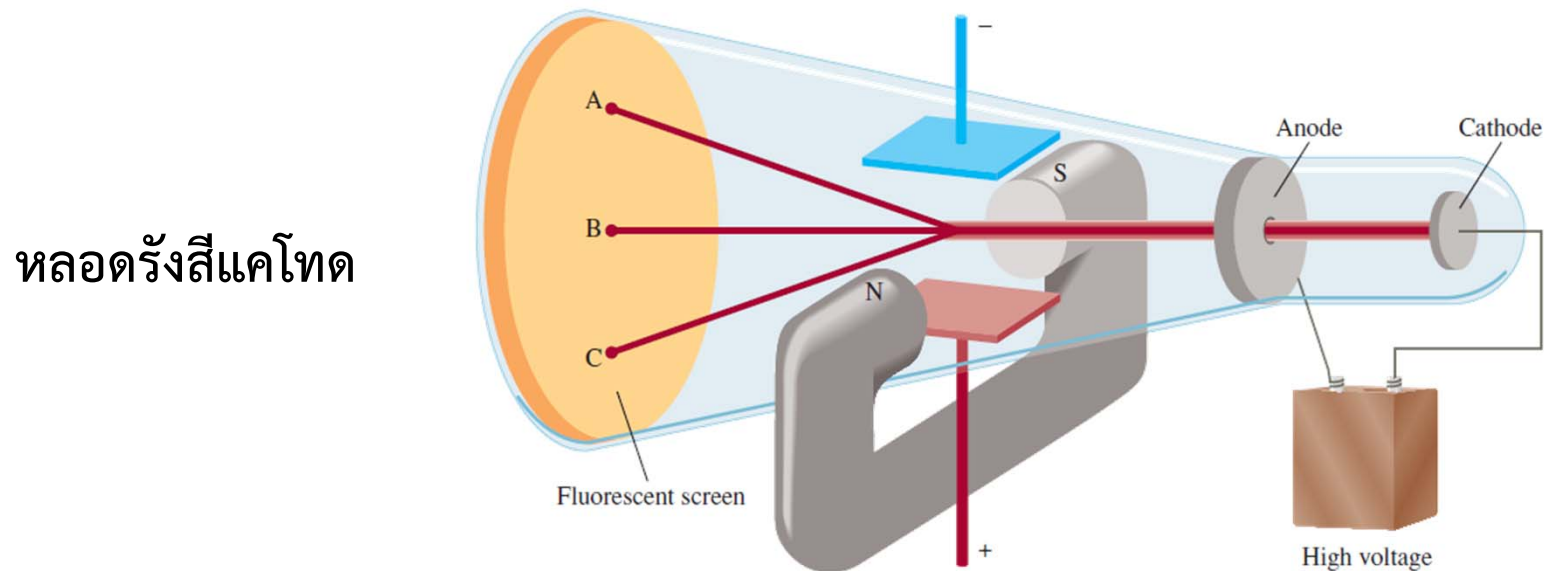
Atoms of element Y



Compounds of elements X and Y

- อะตอมชนิดเดียวกันจะมีลักษณะที่เหมือนกัน แต่อะตอมของธาตุหนึ่งจะแตกต่างจากอะตอมของธาตุอีกชนิดหนึ่ง
- สารประกอบเกิดจากการรวมกันของอะตอมของธาตุ X และอะตอมของธาตุ Y โดยสัดส่วนของอะตอม $X : Y = 2 : 1$
- ปฏิกริยาเคมีส่งผลเพียงการจัดเรียงตัวของอะตอมใหม่ แต่ไม่ได้ทำลายหรือสร้างอะตอมขึ้นมาใหม่

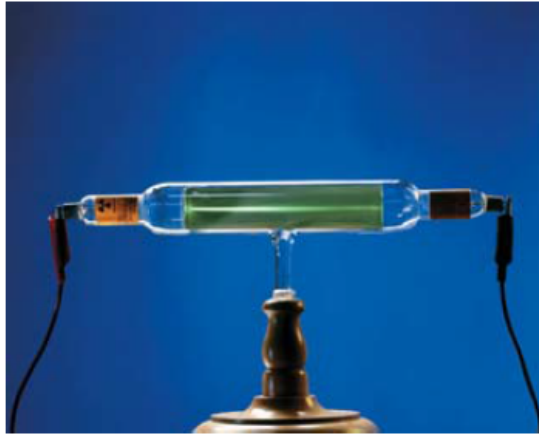
การค้นพบอิเล็กตรอน (electron)



- เมื่อให้สนามแม่เหล็ก โดยปิดสนามไฟฟ้า → รังสีแคโทดตกกระทบบจุด A
- เมื่อให้เฉพาะสนามไฟฟ้า → รังสีแคโทดตกกระทบบจุด C
- เมื่อเปิดหรือปิดสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าพร้อมกัน → รังสีแคโทดตกกระทบบจุด B

↓
รังสีแคโทดถูกดึงดูดเข้าหาขั้วที่เป็นประจุบวก และผลักกับแผ่นขั้วที่เป็นประจุลบ

↓
ดังนั้นรังสีแคโทดต้องเป็นประจุลบ “อิเล็กตรอน”



หลอดรังสีแคโทดเมื่อจ่ายกระแสไฟฟ้าเข้าไป รังสีที่เกิดขึ้นไม่สามารถมองเห็นได้โดยปกติ แต่ ZnS ที่เคลือบไว้ที่ผิวหลอด จะเกิดการเรืองแสง ทำให้มองเห็นเป็นสีเขียวได้



รังสีแคโทดถูกเหนี่ยวนำให้หักเหลงข้างล่าง เมื่อเอา ขั้วแม่เหล็กทางทิศเหนือวางใกล้กับตำแหน่งที่สว่าง



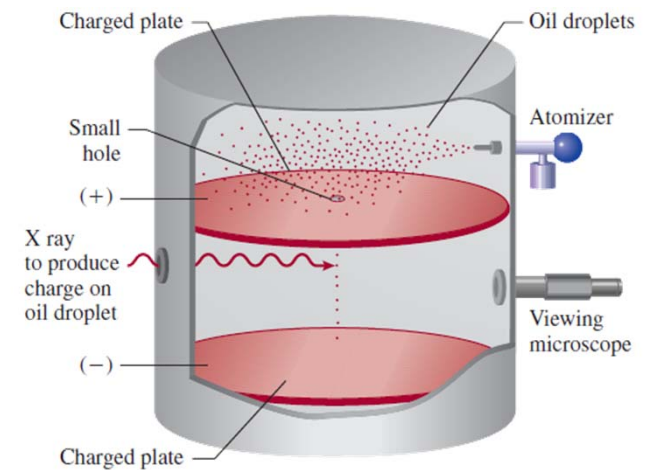
เมื่อกลับขั้วแม่เหล็ก รังสีแคโทดจะมีทิศทางที่ตรงกันข้าม

❑ เจ เจ ทอมสัน (J.J. Thomson, 1897)

- ตั้งสมมติฐานว่ารังสีแคโทดประกอบด้วยอนุภาคที่มีชื่อว่า อิเล็กตรอน
- ทำการทดลองหาอัตราส่วนระหว่างประจุต่อมวล (e/m) ของอิเล็กตรอนในหลอดรังสีแคโทดในสนามแม่เหล็กไฟฟ้า ซึ่งได้ค่า $e/m = -1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$ และค่านี้จะคงที่เสมอ ไม่ว่าจะใช้ขั้วไฟฟ้าเป็นโลหะชนิดใด และบรรจุแก๊สชนิดใด

❑ อาร์ เอ มิลลิแกน (R.A. Milligan, 1909)

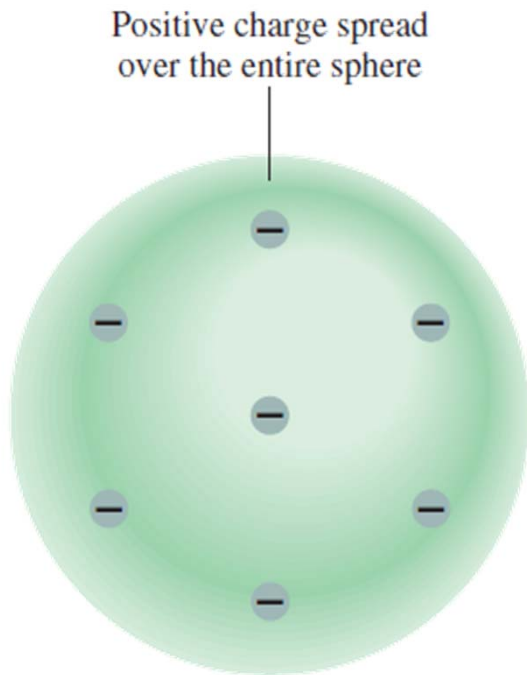
- ประจุของอิเล็กตรอน มีค่าเท่ากับ $-1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$
- คำนวณมวลของอิเล็กตรอน $= 9.1 \times 10^{-28} \text{ g}$
ซึ่งเบากว่าอะตอมที่เบาที่สุดคือไฮโดรเจนประมาณ $1/1836$ เท่า (มวลไฮโดรเจน $= 1.67 \times 10^{-24} \text{ g}$)



อะตอมไม่ใช่สิ่งที่เล็กที่สุด แต่ประกอบด้วยอิเล็กตรอน (และอนุภาคอื่น)

การค้นพบโปรตอน

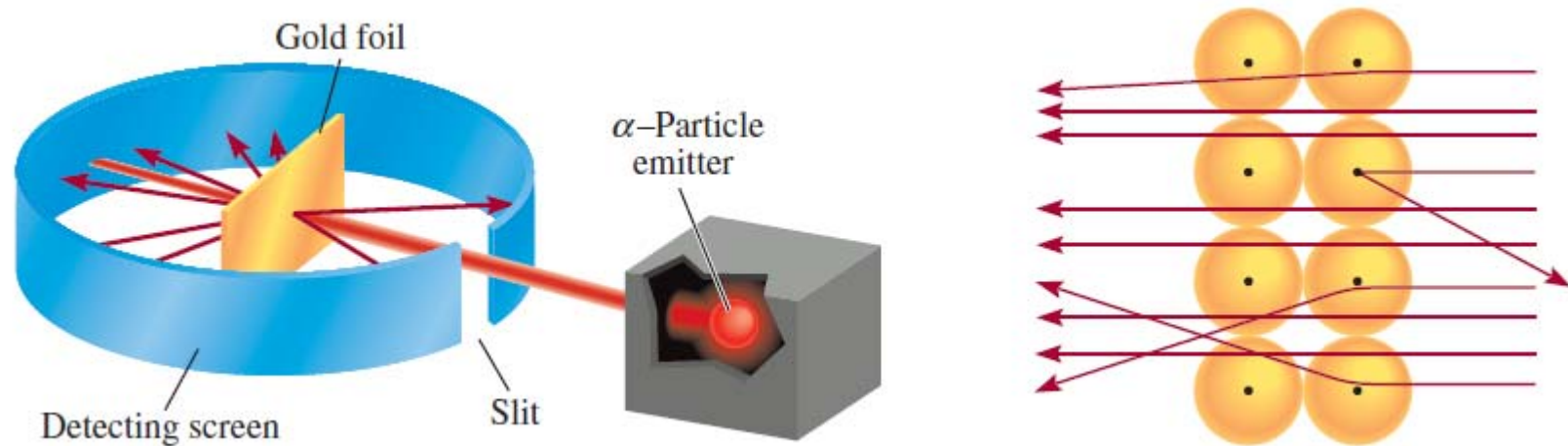
อะตอมประกอบด้วยอิเล็กตรอน และอะตอมมีค่าประจุเป็นกลางทางไฟฟ้า
ดังนั้น จะต้องมียจำนวนประจุบวก = จำนวนประจุลบ



แบบจำลองอะตอมของทอมสัน
หรือ พลัม-พุดดิ้ง (plum-pudding)

- อะตอมเป็นทรงกลมที่มีประจุบวก
- มีอิเล็กตรอนบรรจุอยู่ภายใน

❑ เอินสท์ รัทเทอร์ฟอร์ด (Ernest Rutherford, 1910)

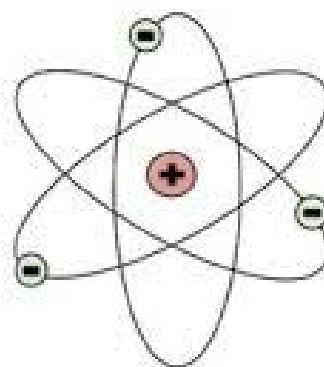
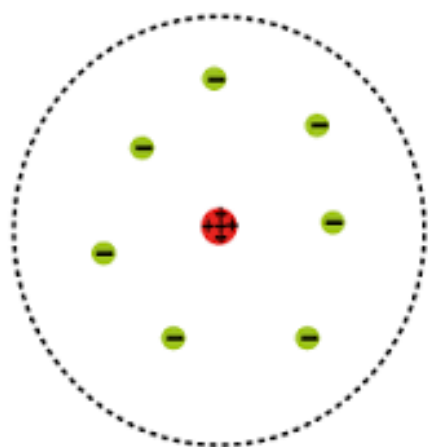


- ใช้แผ่นทองคำบางๆ และโลหะอื่นๆ มาเป็นเป้าให้กับอนุภาคอัลฟา (มีประจุบวก) ที่มาจากแหล่งกำเนิดรังสี
- อนุภาคส่วนใหญ่ทะลุผ่านแผ่นโลหะได้โดยไม่มีการเบี่ยงเบน หรือมีการเบี่ยงเบนเพียงเล็กน้อยเท่านั้น มีส่วนน้อยที่จะกระเจิงหรือเบี่ยงเบนด้วยมุมที่กว้าง และพบน้อยมากที่จะสะท้อนกลับ

ตามแบบจำลองของทอมสัน $\Rightarrow$ รังสีทั้งหมดควรจะเบี่ยงเบนเล็กน้อยเท่านั้น

แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

อะตอมส่วนใหญ่จะมีพื้นที่ว่างอยู่ โดยอนุภาคประจุบวกของอะตอมรวมตัวกันอยู่เป็นกลุ่มเล็กๆ ตรงกลาง เรียกว่า นิวเคลียส



Rutherford Model of the Atom



- อะตอมประกอบด้วยนิวเคลียส ซึ่งเป็นอนุภาคประจุบวกอยู่ตรงกลาง และมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่เป็นวงล้อมรอบ
- จำนวนอิเล็กตรอนเท่ากับจำนวนประจุบวกในนิวเคลียส
- อนุภาคประจุบวก เรียกว่า โปรตอน มีมวล 1.67×10^{-24} g (~ 1840 เท่าของมวลอิเล็กตรอน) มวลของนิวเคลียสเกือบเท่ากับมวลของอะตอม

การค้นพบนิวตรอน

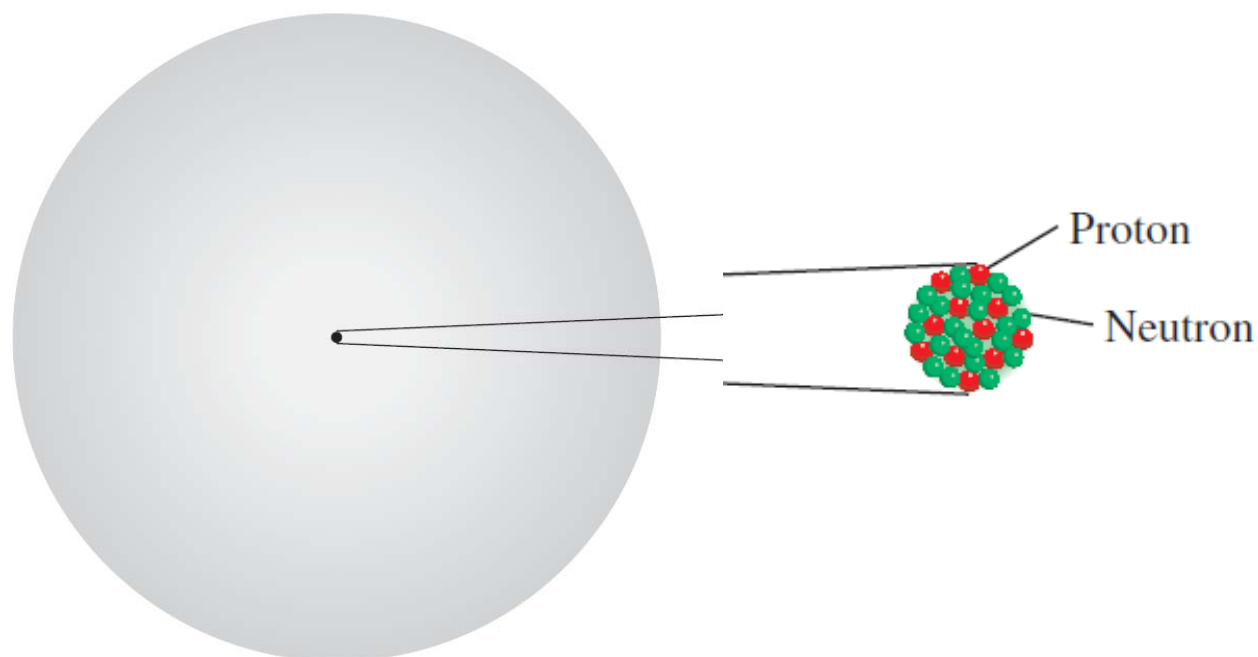
H มี 1 โปรตอน และ He มี 2 โปรตอน ดังนั้น มวล He : H ควรมีค่าเท่ากับ 2 : 1
แต่ในความเป็นจริง มวล He : H เท่ากับ 4 : 1



น่าจะมีอนุภาคชนิดอื่นอยู่ภายในนิวเคลียสอีก นอกเหนือจาก โปรตอน

□ เจมส์ แชดวิก (James Chadwick, 1932)

- ยิงแผ่นแบริลเลียมบางๆ ด้วยอนุภาคอัลฟา แล้วได้อนุภาคพลังงานสูง และไม่มีประจุไฟฟ้าออกมาจากโลหะ
- อนุภาคชนิดใหม่นี้มีมวลประมาณ 1 amu ซึ่งใกล้เคียงกับมวลของโปรตอน เรียกว่า นิวตรอน



มวลและประจุของอิเล็กตรอน โปรตรอน และนิวตรอน

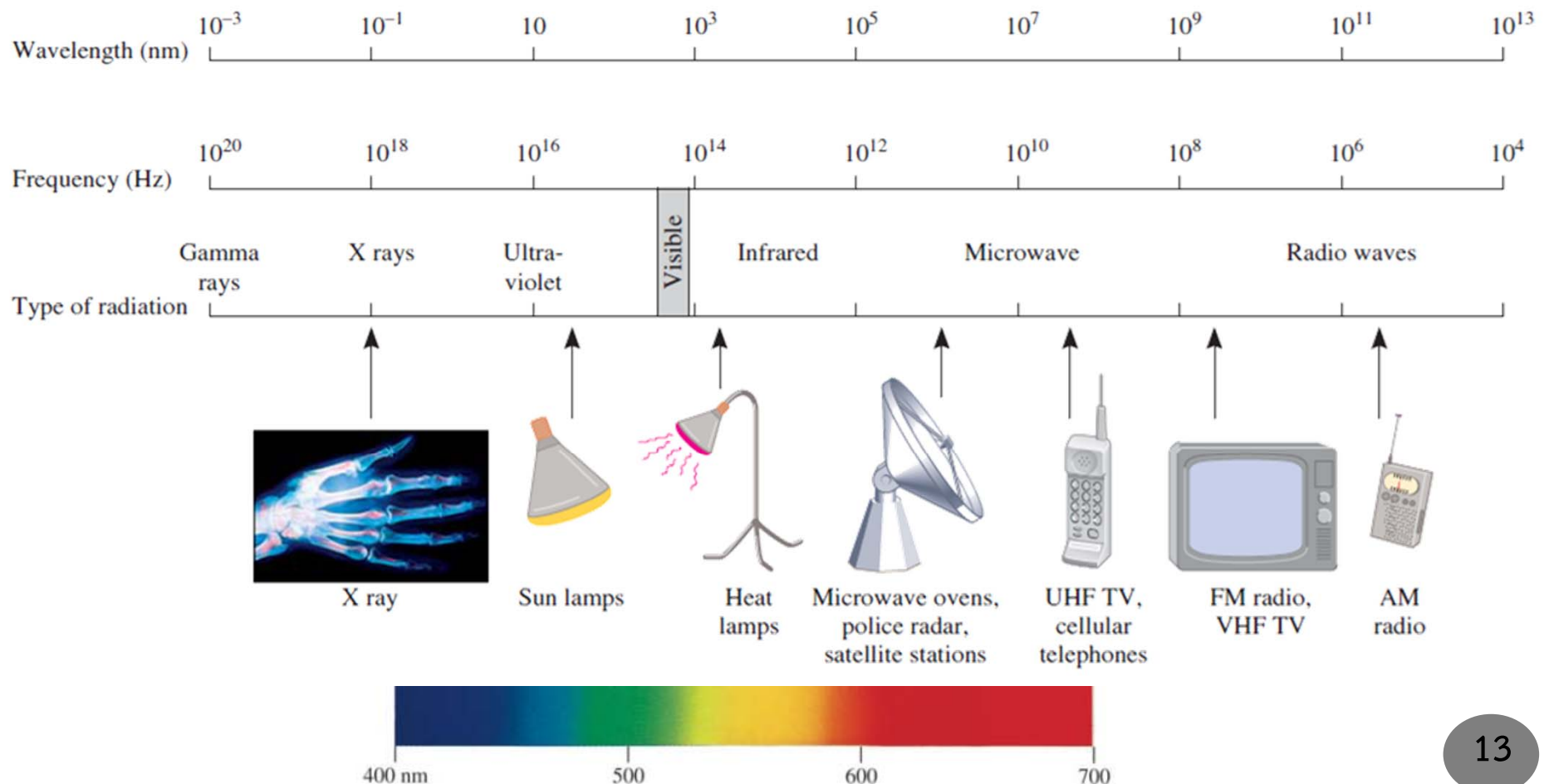
อนุภาค	สัญลักษณ์	ประจุ		มวล	
		ค่าประจุ	คูลอมบ์	g	amu
อิเล็กตรอน	e^-	-1	1.6×10^{-19}	9.1094×10^{-28}	0.000549
โปรตรอน	p	+1	1.6×10^{-19}	1.67262×10^{-24}	1.007277
นิวตรอน	n	0	0	1.67493×10^{-24}	1.008665

$$1 \text{ amu} = 1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

2. ทฤษฎีควอนตัม

แม็ก แพลงค์ (Max Planck, 1900)

ศึกษาข้อมูลการแผ่รังสีของของแข็งเมื่อได้รับความร้อน พบว่าอะตอมหรือโมเลกุลจะปล่อยพลังงานออกมาทีละจำนวน ซึ่งเป็นปริมาณที่ไม่ต่อเนื่อง เรียกว่า ควอนตัม (quantum)



ขนาดของควอนตัมจะขึ้นกับความถี่ของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้า แสดงความสัมพันธ์ได้ดัง
สมการ

พลังงาน (E) ของ 1 ควอนตัม; $E = h\nu$

โดย E = quantum energy of photon (หน่วย J)

h = Plank's constant = 6.63×10^{-34} J s

ν = frequency of radiation บางครั้งเขียนในรูปของ f (หน่วย s^{-1} หรือ Hz)

เนื่องจาก $\nu = \frac{c}{\lambda}$ เมื่อ c = ความเร็วของแสง = 3×10^8 m/s
 λ = ความยาวคลื่น

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

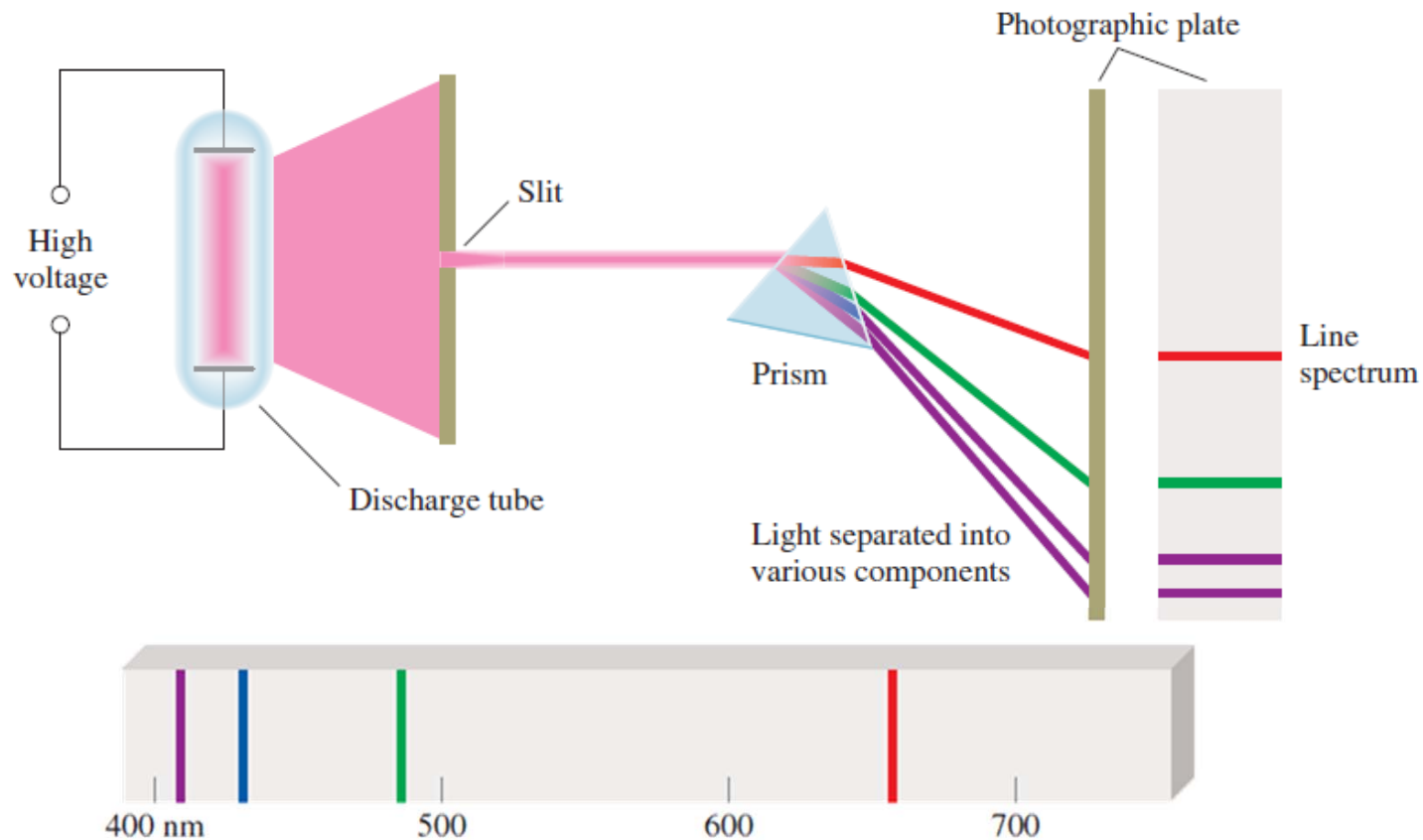
ตัวอย่าง 1 จงคำนวณพลังงาน (J) ของ

1. โฟตอนความยาวคลื่น $5.00 \times 10^4 \text{ nm}$ (ย่านอินฟราเรด)
2. โฟตอนความยาวคลื่น $5.00 \times 10^{-2} \text{ nm}$ (ย่านรังสีเอกซ์)

ตัวอย่าง 2 จงหาพลังงาน (J) และความยาวคลื่น (nm) ของคลื่นไมโครเวฟที่มีความถี่ 2.4×10^{12} Hz

นิลส์ บอห์ร (Niels Bohr, 1913)

ศึกษาสเปกตรัมการเปล่งแสง (emission spectrum) ของอะตอมไฮโดรเจน



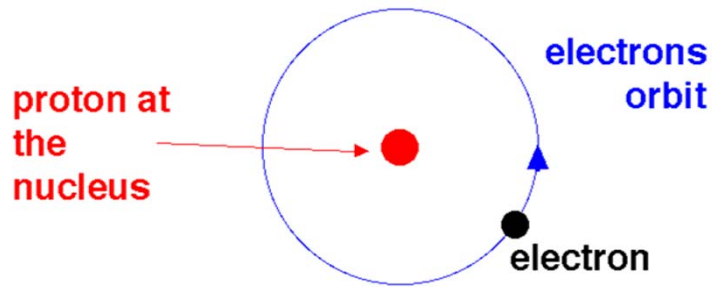
สเปกตรัมการเปล่งแสงของอะตอมในสถานะแก๊ส ไม่มีลักษณะสเปกตรัมที่ต่อเนื่อง แต่ อะตอมจะให้เส้นสเปกตรัมสว่างในบางตำแหน่งของสเปกตรัมย่านตามองเห็น



สเปกตรัมแบบเส้น (line spectra) คือ แสงที่ปล่อยออกมาที่มีความยาวคลื่นเฉพาะค่าหนึ่ง

สมมติฐานของบอร์

“ อิเล็กตรอนในอะตอมไฮโดรเจนอยู่ได้ในวงโคจรเฉพาะที่มีพลังงานจำเพาะ ”



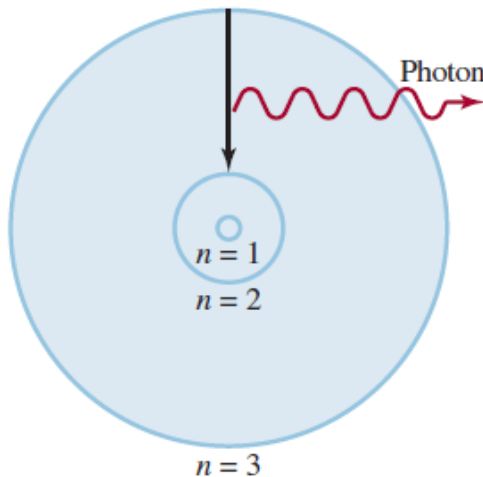
พลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอมไฮโดรเจน

$$E_n = -R_H \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

โดย R_H = Rydberg constant = 2.18×10^{-18} J

n = principle quantum number = 1, 2, 3,...

$$1 \text{ J} = 6.242 \times 10^{34} \text{ eV}$$



การปล่อยรังสีในอะตอมไฮโดรเจน เกิดจากอิเล็กตรอนตกลงจากวงโคจรระดับพลังงานสูงสู่วงโคจรระดับพลังงานต่ำ และปล่อยควอนตัมของพลังงาน (โฟตอน) ในรูปแบบแสง

เครื่องหมายลบ $\Rightarrow$ พลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอมมีค่าต่ำกว่าพลังงานของอิเล็กตรอนอิสระ

กระบวนการเปล่งแสงในอะตอมไฮโดรเจน

พิจารณาผลต่างระหว่างพลังงานของสถานะเริ่มต้นและสถานะสุดท้าย $\Delta E = E_f - E_i$

โดย $E_f = -R_H \left(\frac{1}{n_f^2} \right)$ n_f คือ เลขควอนตัมหลักของชั้นพลังงานสุดท้าย (finished)

และ $E_i = -R_H \left(\frac{1}{n_i^2} \right)$ n_i คือ เลขควอนตัมหลักของชั้นพลังงานเริ่มต้น (initial)

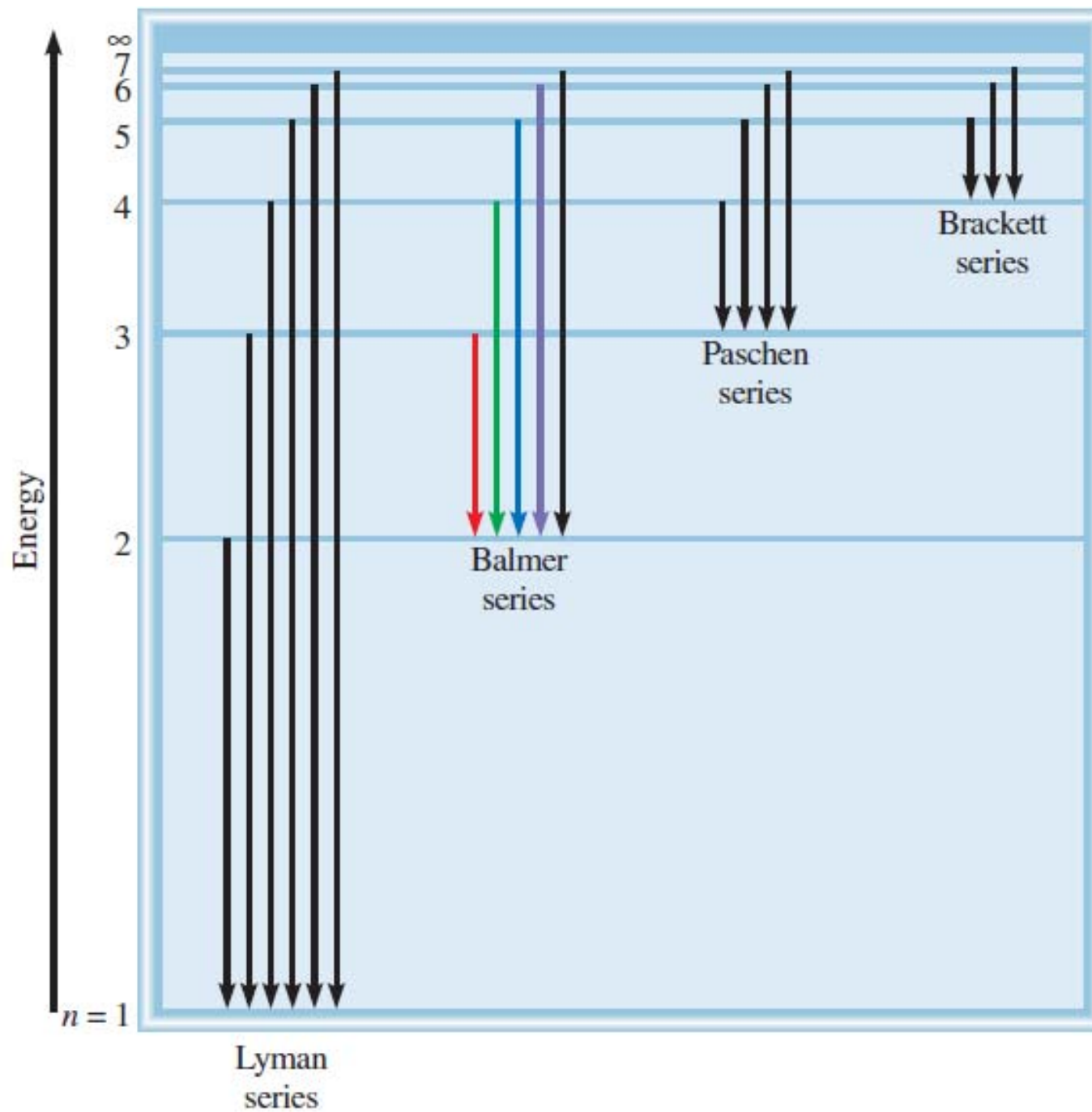
ดังนั้น

$$\Delta E = \left(\frac{-R_H}{n_f^2} \right) - \left(\frac{-R_H}{n_i^2} \right)$$
$$= R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

เพราะการทรานซิชันทำให้เกิดการปล่อยโฟตอนความถี่ ν และ พลังงาน $h\nu$

$$\Delta E = h\nu = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$n_i > n_f$ โฟตอนถูกปล่อย $\Rightarrow \Delta E (-)$ เสียพลังงานสู่สิ่งแวดล้อม
 $n_i < n_f \Rightarrow \Delta E (+)$ ระบบดูดกลืนพลังงาน



อนุกรมในสเปกตรัมการเปล่งแสงของอะตอมไฮโดรเจน

อนุกรม	n_f	n_i	ย่านสเปกตรัม
ไลมาน (Lyman)	1	2, 3, 4, ...	อัลตราไวโอเล็ต
บาลเมอร์ (Balmer)	2	3, 4, 5, ...	ตามองเห็น และอัลตราไวโอเล็ต
พาสเชน (Paschen)	3	4, 5, 6, ...	อินฟราเรด
แบรคเกต (Brackett)	4	5, 6, 7, ...	อินฟราเรด

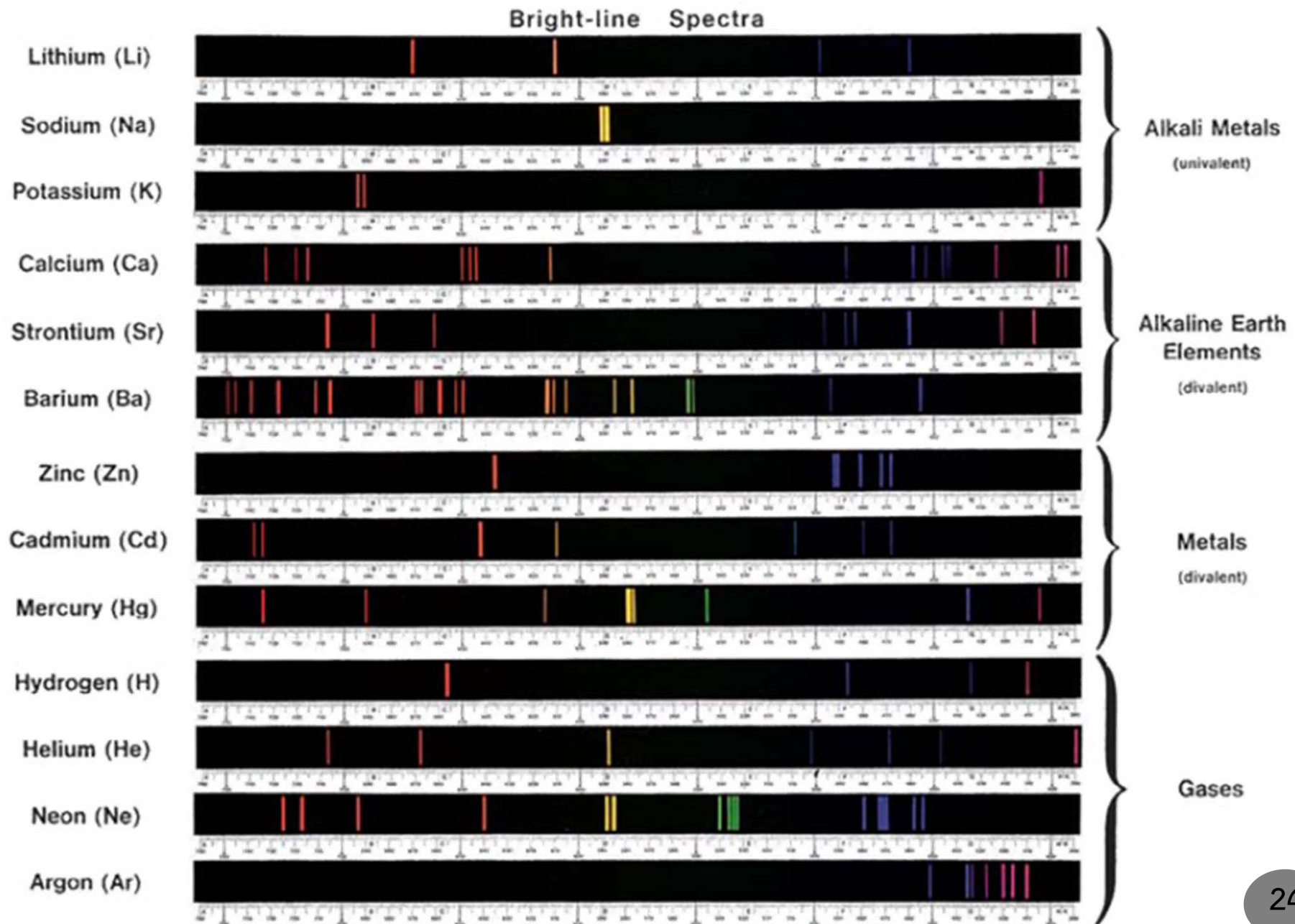
ข้อสรุปของบอร์

- อิเล็กตรอนเคลื่อนที่เป็นวงโคจร (orbit) อยู่รอบนิวเคลียส ด้วยรัศมีคงที่มีพลังงานแน่นอนในแต่ละวงโคจร และอิเล็กตรอนมีโมเมนตัมเชิงมุมที่มีค่าเฉพาะตัว
- เมื่อได้รับพลังงานเพิ่มขึ้น จะทำให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปอยู่ในวงโคจรที่สูงขึ้น ดังนั้น ถ้าอิเล็กตรอนจะกลับเข้าสู่วงโคจรเดิม ต้องแผ่รังสีออกมาเรียกว่า photon แสดงเป็นเส้น spectrum ซึ่งเป็นลักษณะเฉพาะตัวของแต่ละธาตุ
- สถานะพื้น (ground state) คือ สภาวะของอะตอมที่อิเล็กตรอนอยู่ในระดับพลังงานต่ำสุด (มีเสถียรภาพมากที่สุด) และสถานะกระตุ้น (excited state) คือ สภาวะของอะตอมที่อิเล็กตรอนอยู่ในระดับพลังงานที่สูงกว่าสถานะพื้นเมื่อได้รับพลังงาน ไม่เสถียรจึงต้องคายพลังงานออกมา เพื่อจะกลับมาสู่สถานะพื้น



ตัวอย่าง 3 จงคำนวณความยาวคลื่น (nm) ของโฟตอน เมื่ออิเล็กตรอนทรานซิชั่นจากชั้นระดับพลังงานที่ 5 ($n_i = 5$) สู่ชั้นระดับพลังงานที่ 2 ($n_f = 2$) ในอะตอมไฮโดรเจน

“ธาตุทุกชนิดมีสเปกตรัมการเปล่งแสงลักษณะเฉพาะตัว”



Flame test



Li
แดงเข้ม



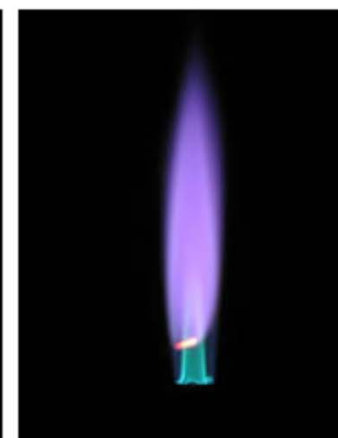
Na
เหลือง



K
ม่วงอ่อน



Rb
ม่วง



Cs
ฟ้า



Ca
ส้ม



Sr
แดงเข้ม



Ba
เขียว

3. เลขควอนตัมและออร์บิทัลอะตอม

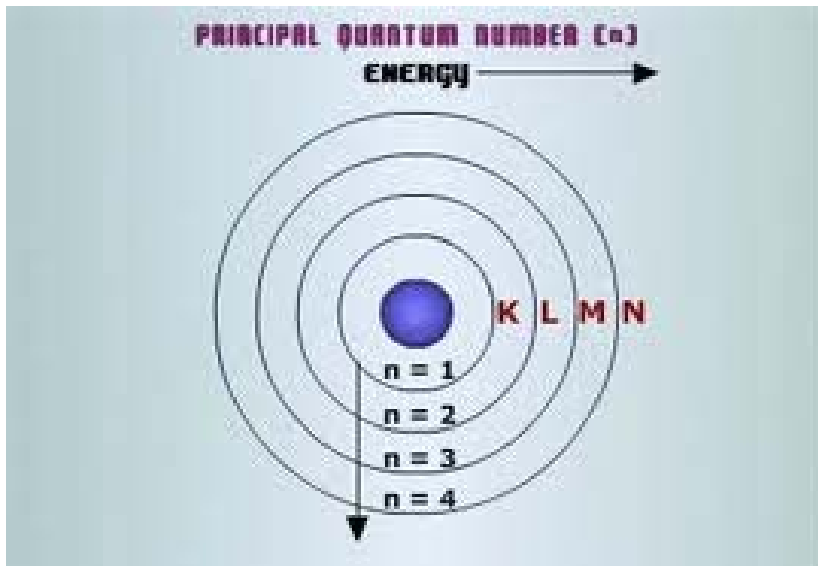
เลขควอนตัม (Quantum number) $\Rightarrow (n, l, m_l, m_s)$

“ชุดตัวเลขที่ใช้ในการระบุระดับพลังงานและโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนในออร์บิทัลของอะตอม”

1. เลขควอนตัมหลัก (Principle quantum number, n)
2. เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number, l)
3. เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number, m_l)
4. เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number, m_s)

1. เลขควอนตัมหลัก (Principle quantum number, n)

แสดง “ระดับพลังงานของออร์บิทัล” และยังสัมพันธ์กับระยะทางเฉลี่ยของอิเล็กตรอนจากนิวเคลียสในออร์บิทัลหนึ่งๆ (ยิ่ง n มากขึ้น ระยะทางเฉลี่ยระหว่างอิเล็กตรอนในออร์บิทัลถึงนิวเคลียสจะมีค่าเพิ่มขึ้น ทำให้ออร์บิทัลมีขนาดใหญ่ขึ้น)



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

n น้อย ----> มีพลังงานต่ำ ----> อยู่ใกล้นิวเคลียส

2. เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number, l)

แสดง “ วงโคจรย่อย ” (subshell หรือ sublevel) ซึ่งบอก “ รูปร่าง ” ของออร์บิทัล

- ใช้บอกรูปร่างของ orbital และบอกถึงโมเมนตัมเชิงมุมของอิเล็กตรอน ถ้า l สูงแสดงว่าอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ด้วยโมเมนตัมเชิงมุมสูงและมีพลังงานสูงด้วย

- l เป็นจำนวนเต็ม มีค่าตั้งแต่ 0 ถึง $n - 1$

เช่น $n = 1 \Rightarrow l = 0$

$$n = 2 \Rightarrow l = 0, 1$$

$$n = 3 \Rightarrow l = 0, 1, 2$$

- การเขียนสัญลักษณ์ของ subshell จะเขียนค่า n ไว้ด้านหน้า เช่น $3p$ (คือ $n=3, l=1$)
- ที่ระดับพลังงานเดียวกัน ----> พลังงานของอิเล็กตรอนใน $s < p < d < f$

l	ชื่อออร์บิทัล	
0	s	sharp
1	p	principal line
2	d	diffuse
3	f	fundamental
4	g	-

3. เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number, m_l)

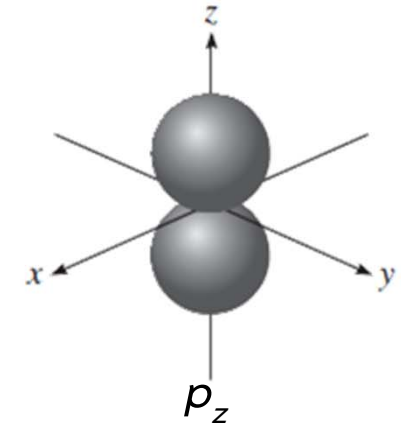
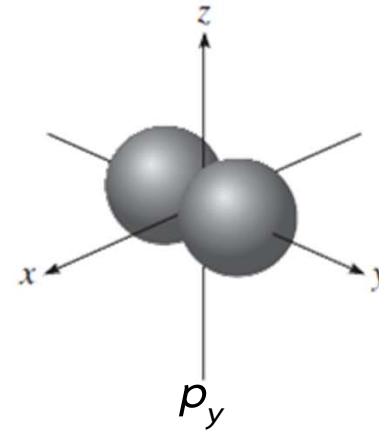
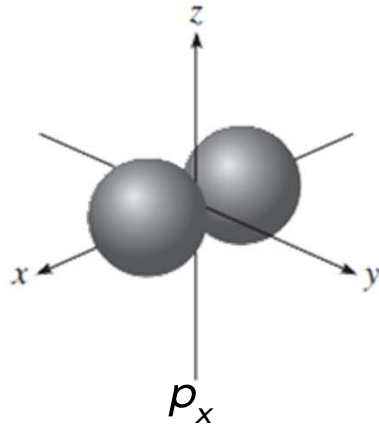
“ แสดงทิศทางของออร์บิทัล ” ในชั้นย่อย

- สำหรับ l ค่าหนึ่ง จะมี m_l อยู่ $2l + 1$ ค่า โดยเป็นจำนวนเต็มตั้งแต่ $-l, \dots, 0, \dots, +l$
เช่น
 $l = 0, m_l = 0$ (s -orbital มี 1 orbital)
 $l = 1, m_l = -1, 0, +1$ (p -orbital มี 3 orbital)
 $l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ (d -orbital มี 5 orbital)
 $l = 3, m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ (f -orbital มี 7 orbital)

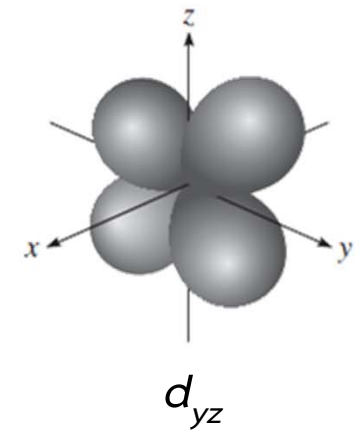
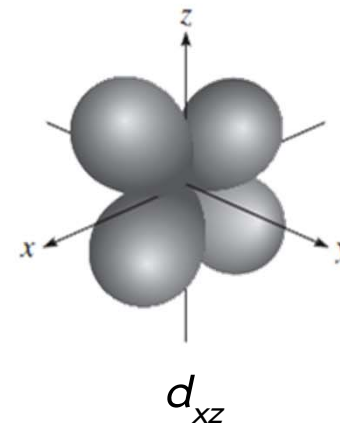
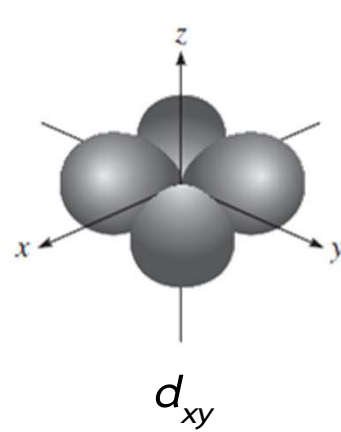
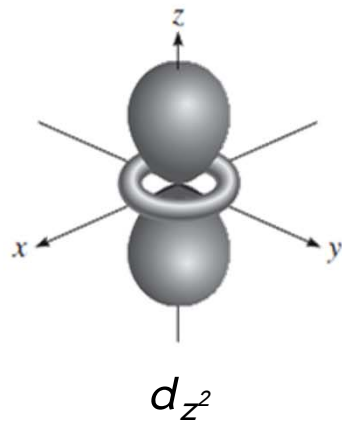
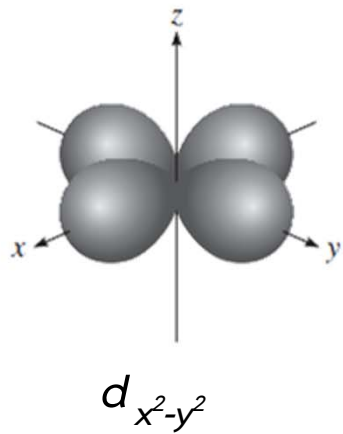
$l = 0$, s-orbital



$l = 1$, p-orbital



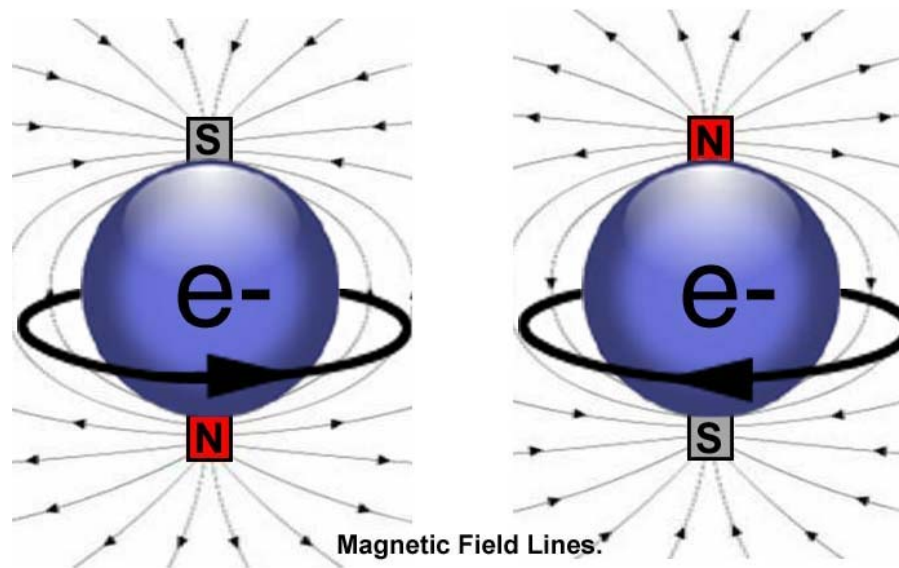
$l = 2$, d-orbital



n	l	m_l	จำนวนออร์บิทัล
1	0	0	<i>s</i> -subshell ประกอบด้วย 1 orbital
2	0	0	<i>s</i> -subshell ประกอบด้วย 1 orbital
	1	-1, 0, 1	<i>p</i> -subshell ประกอบด้วย 3 orbital
3	0	0	<i>s</i> -subshell ประกอบด้วย 1 orbital
	1	-1, 0, 1	<i>p</i> -subshell ประกอบด้วย 3 orbital
	2	-2, -1, 0, 1, 2	<i>d</i> -subshell ประกอบด้วย 5 orbital
4	0	0	<i>s</i> -subshell ประกอบด้วย 1 orbital
	1	-1, 0, 1	<i>p</i> -subshell ประกอบด้วย 3 orbital
	2	-2, -1, 0, 1, 2	<i>d</i> -subshell ประกอบด้วย 5 orbital
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	<i>f</i> -subshell ประกอบด้วย 7 orbital

4. เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number, m_s)

- อิเล็กตรอนมีการหมุนรอบแกนตัวเอง เมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กภายนอกจะมีการจัดตัวเป็นสองแบบที่ต่างกัน คือ หมุนทวนเข็มนาฬิกาและหมุนตามเข็มนาฬิกา
- แสดงด้วยตัวเลข 2 ค่า คือ $+1/2$ เมื่อ e^- หมุนทวนเข็มนาฬิกา (แทนด้วย $\uparrow$ สปินขึ้น) และ $-1/2$ เมื่อ e^- หมุนตามเข็มนาฬิกา (แทนด้วย $\downarrow$ สปินลง)



$$m_s = +1/2 \text{ (spin up)}$$

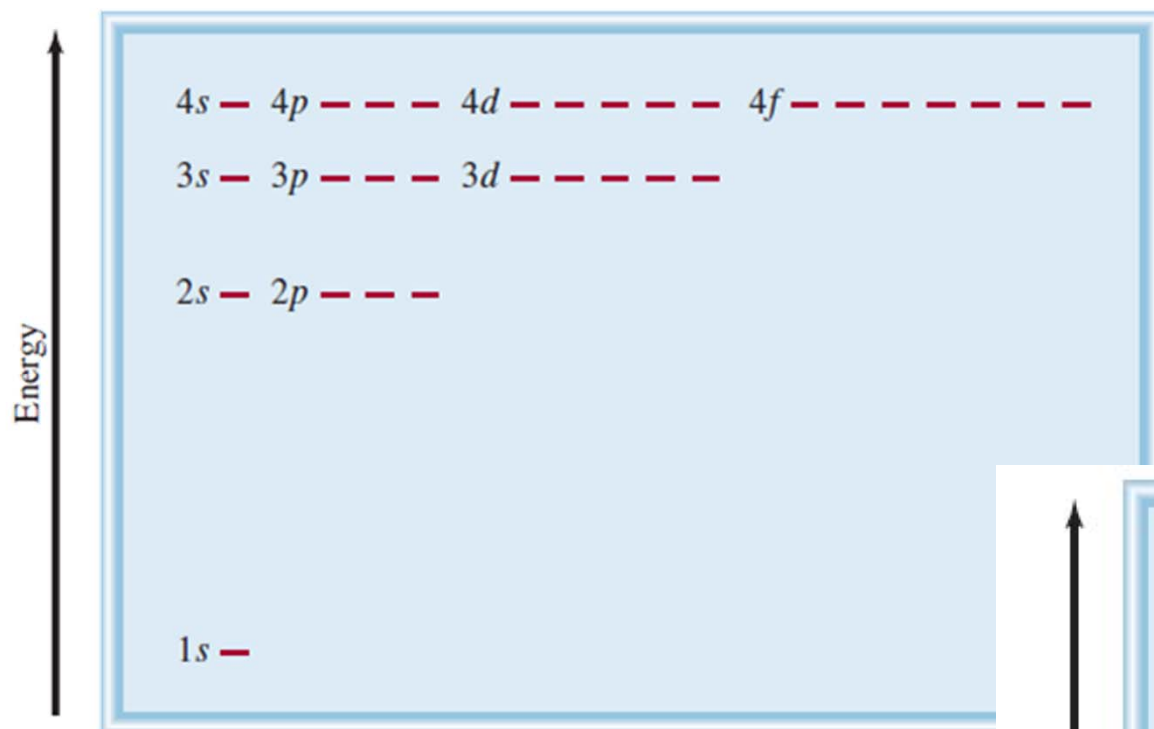
$$m_s = -1/2 \text{ (spin down)}$$

ตัวอย่าง 4 จงบอกค่า n , l และ m_l ของออร์บิทัลในชั้นย่อย $4d$

ตัวอย่าง 5 จงคำนวณจำนวนออร์บิทัลทั้งหมดที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัมหลัก $n = 3$

ตัวอย่าง 6 จงเขียนชุดเลขควอนตัมที่เป็นไปได้ทั้งหมดของอิเล็กตรอนใน $3d$ ออร์บิทัล

พลังงานของออร์บิทัล

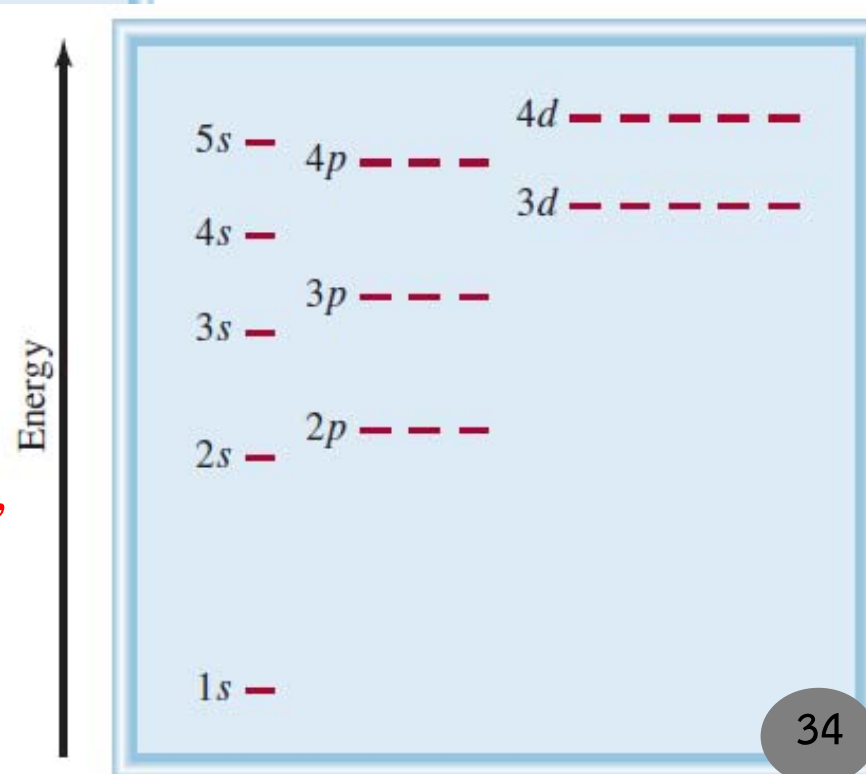


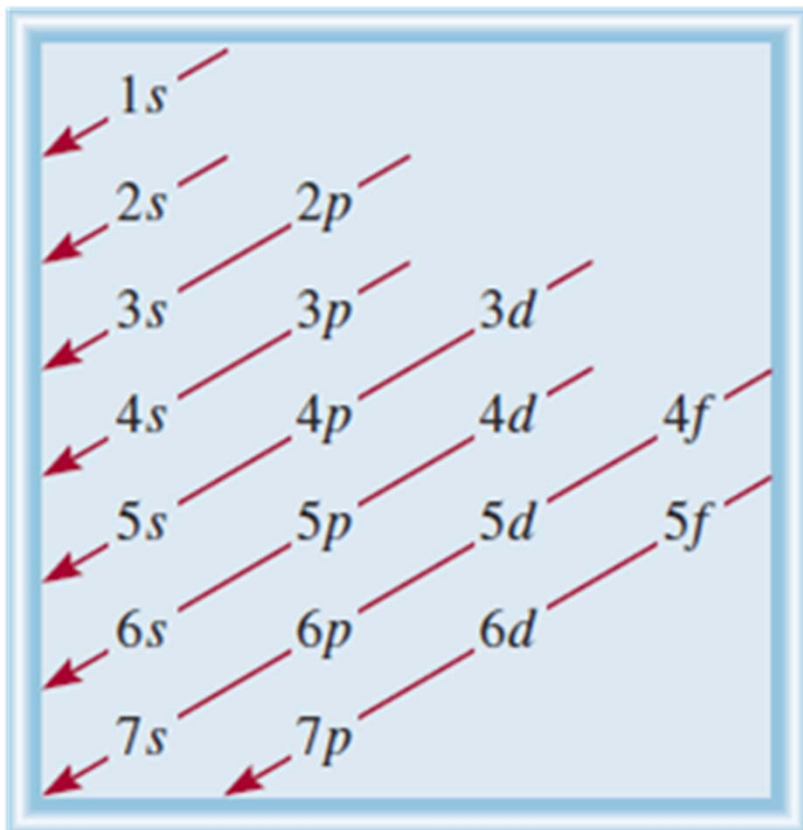
“ระดับพลังงานของไฮโดรเจน”

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

“ระดับพลังงานของอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอน”

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





ลำดับการบรรจุอิเล็กตรอนในชั้นย่อยของของ
อะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอน

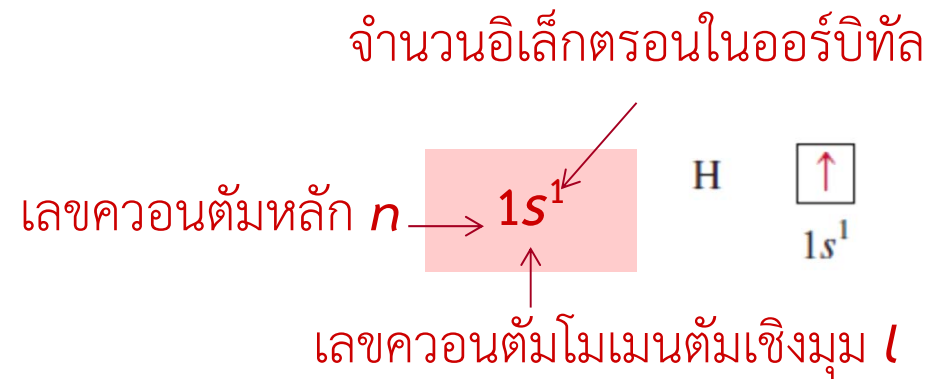
*เริ่มต้นที่ 1s และเคลื่อนลงล่างตามทิศทาง
ดังนี้ $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < \dots$

- สำหรับอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอน ระดับพลังงาน $3d$ มีค่าใกล้เคียงกับของ $4s$ มาก
- พลังงานของอะตอมไม่ได้เป็นผลรวมพลังงานออร์บิทัลเพียงอย่างเดียว แต่ยังขึ้นกับพลังงานจากแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนในออร์บิทัลด้วย
- พลังงานของอะตอมมีค่าต่ำกว่าหากบรรจุอิเล็กตรอนในชั้นย่อย $4s$ ก่อนบรรจุในชั้นย่อย $3d$

4. การจัดอิเล็กตรอน (Electron configuration)

การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในแต่ละ atomic orbital ของอะตอมใดๆ เรียกว่า “electron configuration” ซึ่งเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ ที่ประกอบด้วย 3 ส่วน คือ

1. ตัวเลขแทนค่า n (1, 2, 3, ...)
2. ตัวอักษรแทน l (s, p, d, f, ...)
3. จำนวนอิเล็กตรอนใน subshell นั้น

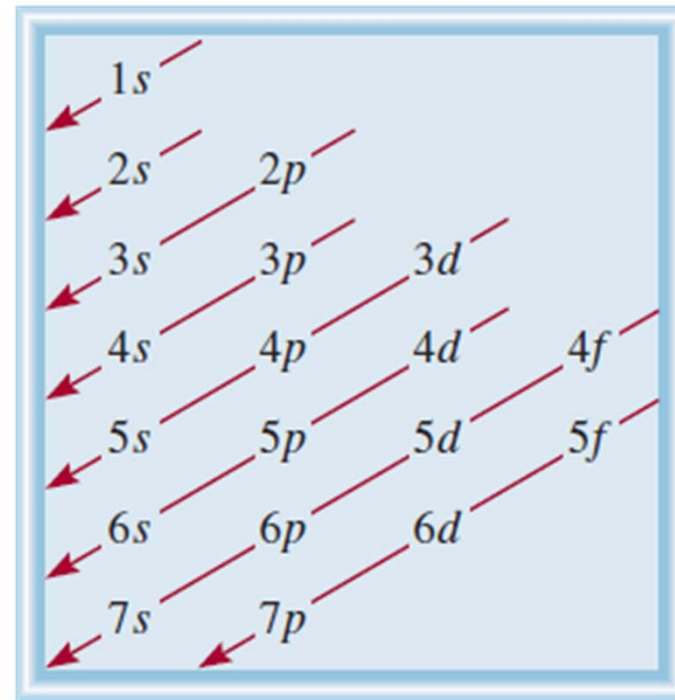
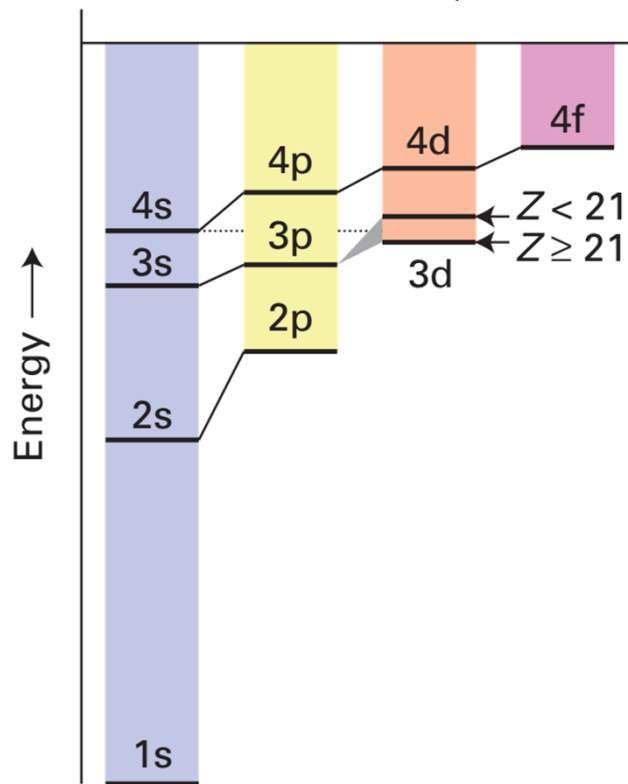


หลักในการจัดอิเล็กตรอน

- ❖ Aufbau principle (building-up principle)
- ❖ Pauli exclusion principle
- ❖ Hund's rules

❖ หลักเอาฟบาว (Aufbau principle)

บรรจุอิเล็กตรอนลงใน orbital ที่ว่างที่มีระดับพลังงานต่ำที่สุดจนเต็มก่อน เรียงลำดับออร์บิทัลตามลูกศร ดังรูป ซึ่งการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบนี้จะทำให้อะตอมเสถียรที่สุดเพราะพลังงานรวมทั้งหมดของอะตอมมีค่าต่ำสุด

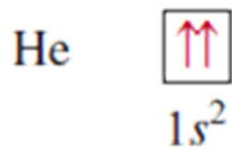


s-orbital	บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด	2 ตัว
p-orbital	บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด	6 ตัว
d-orbital	บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด	10 ตัว
f-orbital	บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด	14 ตัว

❖ หลักการกีดกันของเพาลี (Pauli exclusion principle)

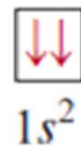
“No more than two electrons may occupy a single orbital and, if two do occupy a single orbital, then their spins must be paired.”

- ในอะตอมเดียวกัน ไม่มี 2 อิเล็กตรอนใดๆ มีเลขควอนตัมทั้ง 4 (n, l, m_l, m_s) เหมือนกัน
- หากมีอิเล็กตรอนในอะตอมที่มีค่า n, l , และ m_l เท่ากันแล้ว มันต้องมีค่า m_s ต่างกัน
- ในการบรรจุอิเล็กตรอนลงในแต่ละ orbital จะบรรจุอิเล็กตรอนได้อย่างมากที่สุด 2 ตัว ที่มีสปินต่างกัน $\Rightarrow$ 1 ออร์บิทัล สามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้ 2 ตัว



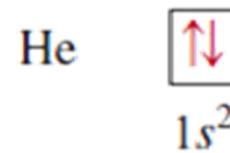
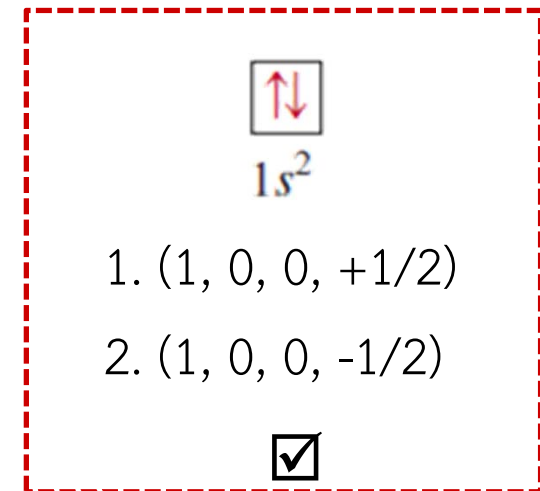
1. (1, 0, 0, +1/2)

2. (1, 0, 0, +1/2)



1. (1, 0, 0, -1/2)

2. (1, 0, 0, -1/2)

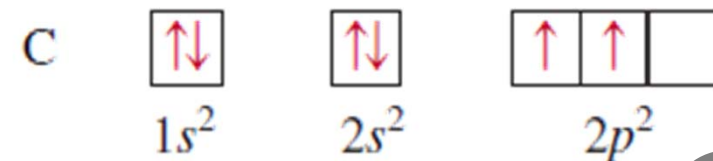
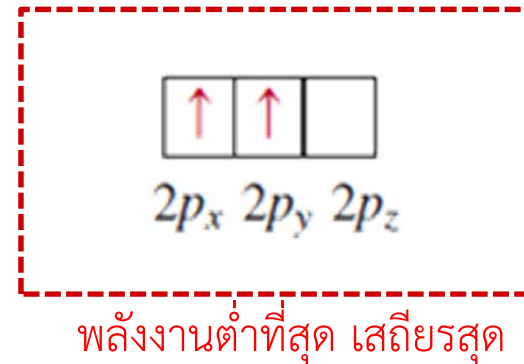
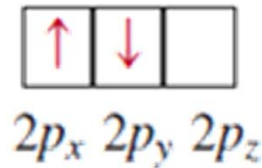
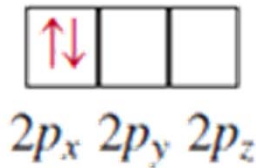


❖ กฎของฮุนด์ (Hund's rule)

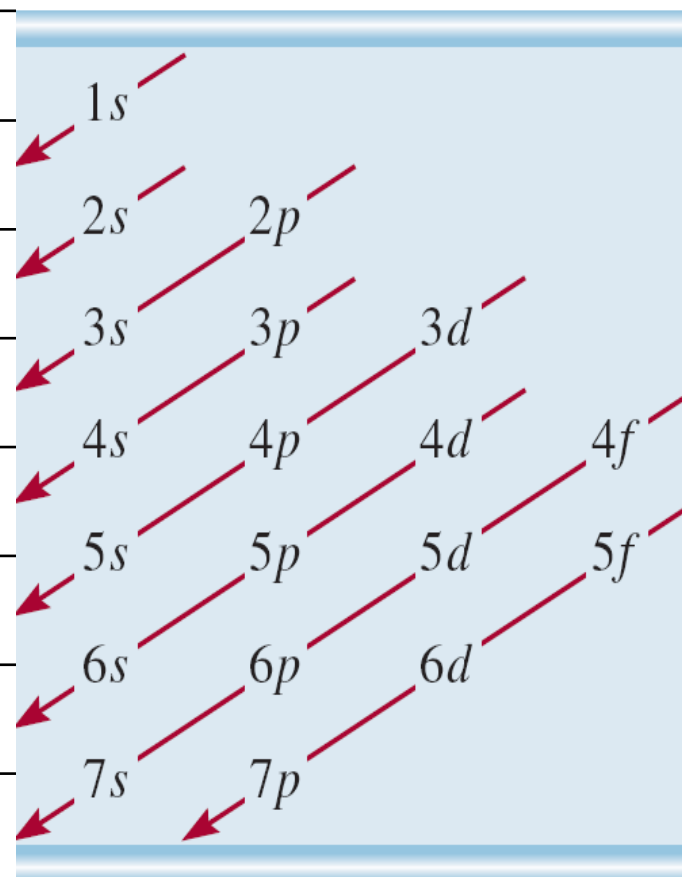
“When more than one orbital has the same energy, electrons occupy separate orbitals and do so with parallel spins ($\uparrow\uparrow$).”

- ใน subshell ที่มี orbital มากกว่า 1 orbital หรือที่เรียกว่า degenerate orbital ($p, d, f, \dots$) อิเล็กตรอนจะจัดตัวแบบอิเล็กตรอนเดี่ยว (unpaired electron) ที่มีสปินเหมือนกันมากที่สุด

พิจารณาการจัดอิเล็กตรอนของคาร์บอน: $1s^2 2s^2 2p^2$



Elements	No. of e ⁻	e ⁻ configuration
H	1	1s ¹
He	2	1s ²
Li	3	1s ² 2s ¹
C	6	1s ² 2s ² 2p ²
O	8	1s ² 2s ² 2p ⁴
Ne	10	1s ² 2s ² 2p ⁶
Mg	12	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²
Sc	21	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹
Fe	26	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁶

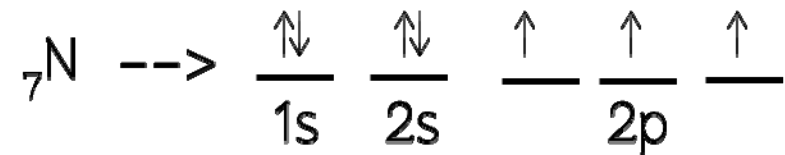


เนื่องจากการเขียน electron configuration ให้ข้อมูลเพียงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในแต่ละ orbital แต่ไม่ได้บอก spin ของอิเล็กตรอน (m_s) และไม่บอก orientation ของ orbital (m_l)

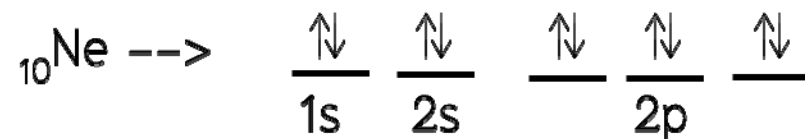


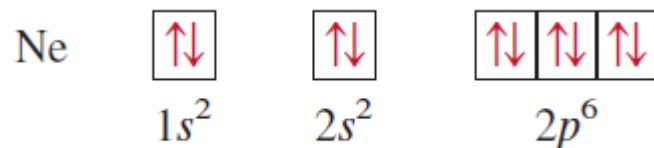
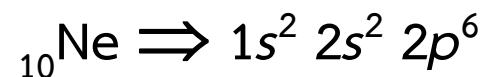
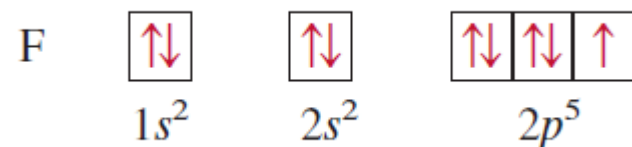
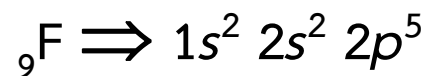
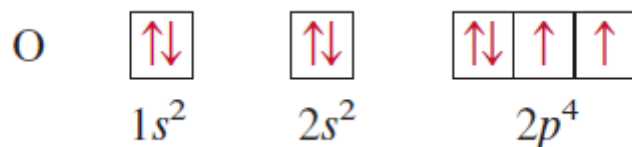
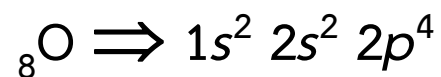
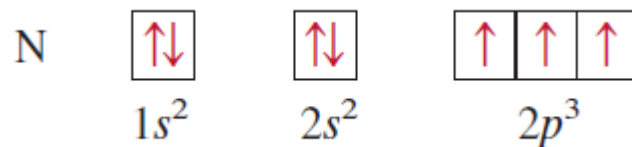
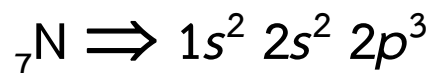
จึงต้องใช้ orbital diagram แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในแต่ละ orbital เพื่อช่วยทำนายสภาพความเป็นแม่เหล็ก และความเสถียรของอิเล็กตรอน

- **Paramagnetic:** การจัดเรียง e^- มี unpaired electron (โดดเดี่ยว) ทำให้เกิดการเหนี่ยวนำในสนามแม่เหล็ก



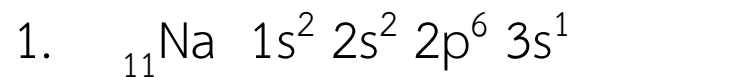
- **Diamagnetic:** การจัดเรียง e^- เป็น paired electron (จับคู่หมด) ทำให้สนามแม่เหล็กหักล้างกันหมด ไม่เกิดการเหนี่ยวนำในสนามแม่เหล็ก



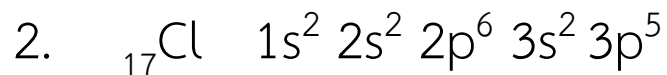


พาราแมกเนติก
(paramagnetic)
“มีอิเล็กตรอนเดี่ยว”

ไดอะแมกเนติก
(Diamagnetic)
“ไม่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว”

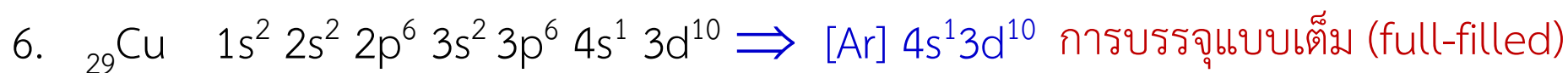
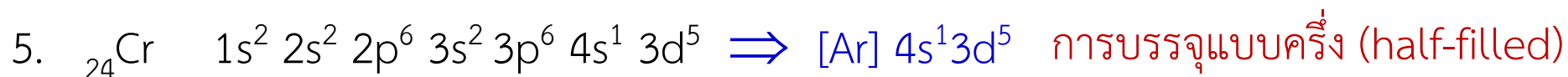
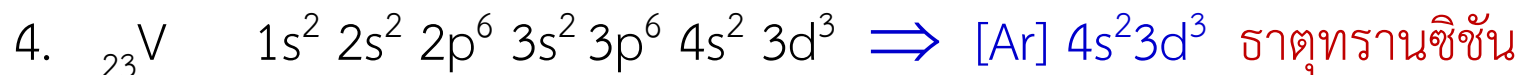
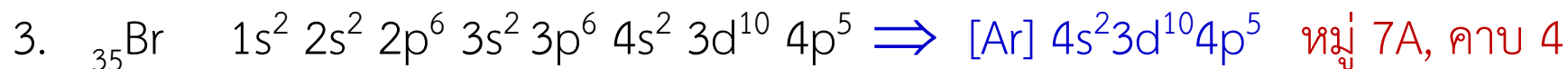


$[\text{Ne}] 3s^1$ หมู่ 1A, คาบ 3

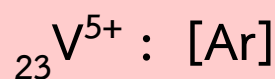
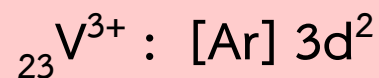
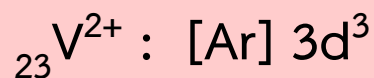


$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ หมู่ 7A, คาบ 3

1A																		8A
	2A																	He
																		Ne
																		Ar
																		Kr
																		Xe
																		Rn



ไอออนบวก (อะตอมเสีย e^-) $_{23}\text{V} : [\text{Ar}] 4s^2 3d^3$



การจัดอิเล็กตรอนในสถานะพื้น (ground state) ของอะตอม

Atomic Number	Symbol	Electron Configuration
1	H	$1s^1$
2	He	$1s^2$
3	Li	$[\text{He}]2s^1$
4	Be	$[\text{He}]2s^2$
5	B	$[\text{He}]2s^22p^1$
6	C	$[\text{He}]2s^22p^2$
7	N	$[\text{He}]2s^22p^3$
8	O	$[\text{He}]2s^22p^4$
9	F	$[\text{He}]2s^22p^5$
10	Ne	$[\text{He}]2s^22p^6$
11	Na	$[\text{Ne}]3s^1$
12	Mg	$[\text{Ne}]3s^2$
13	Al	$[\text{Ne}]3s^23p^1$
14	Si	$[\text{Ne}]3s^23p^2$
15	P	$[\text{Ne}]3s^23p^3$
16	S	$[\text{Ne}]3s^23p^4$
17	Cl	$[\text{Ne}]3s^23p^5$
18	Ar	$[\text{Ne}]3s^23p^6$
19	K	$[\text{Ar}]4s^1$
20	Ca	$[\text{Ar}]4s^2$

Atomic Number	Symbol	Electron Configuration
21	Sc	$[\text{Ar}]4s^23d^1$
22	Ti	$[\text{Ar}]4s^23d^2$
23	V	$[\text{Ar}]4s^23d^3$
24	Cr	$[\text{Ar}]4s^13d^5$
25	Mn	$[\text{Ar}]4s^23d^5$
26	Fe	$[\text{Ar}]4s^23d^6$
27	Co	$[\text{Ar}]4s^23d^7$
28	Ni	$[\text{Ar}]4s^23d^8$
29	Cu	$[\text{Ar}]4s^13d^{10}$
30	Zn	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}$
31	Ga	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^1$
32	Ge	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^2$
33	As	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^3$
34	Se	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^4$
35	Br	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^5$
36	Kr	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$
37	Rb	$[\text{Kr}]5s^1$

แกนแก๊สเฉื่อย

(noble gas core)

IUPAC Periodic Table of the Elements

1

H

hydrogen

1.009

[1.0078, 1.0082]

2

He

helium

4.0026

3

Li

lithium

6.94

[6.938, 6.997]

4

Be

beryllium

9.0122

11

Na

sodium

22.990

12

Mg

magnesium

24.305

[24.304, 24.307]

19

K

potassium

39.098

20

Ca

calcium

40.078(4)

21

Sc

scandium

44.956

22

Ti

titanium

47.867

23

V

vanadium

50.942

24

Cr

chromium

51.996

25

Mn

manganese

54.938

26

Fe

iron

55.845(2)

27

Co

cobalt

58.933

28

Ni

nickel

58.693

29

Cu

copper

63.546(3)

30

Zn

zinc

65.38(2)

31

Ga

gallium

69.723

32

Ge

germanium

72.630(8)

33

As

arsenic

74.922

34

Se

selenium

78.971(8)

35

Br

bromine

79.904

[79.901, 79.907]

36

Kr

krypton

83.798(2)

37

Rb

rubidium

85.468

38

Sr

strontium

87.62

39

Y

yttrium

88.906

40

Zr

zirconium

91.224(2)

41

Nb

niobium

92.906

42

Mo

molybdenum

95.95

43

Tc

technetium

101.07(2)

44

Ru

ruthenium

101.07(2)

45

Rh

rhodium

102.91

46

Pd

palladium

106.42

47

Ag

silver

107.87

48

Cd

cadmium

112.41

49

In

indium

114.82

50

Sn

tin

118.71

51

Sb

antimony

121.76

52

Te

tellurium

127.60(3)

53

I

iodine

126.90

54

Xe

xenon

131.29

55

Cs

caesium

132.91

56

Ba

barium

137.33

57-71

lanthanoids

72

Hf

hafnium

178.49(2)

73

Ta

tantalum

180.95

74

W

tungsten

183.84

75

Re

rhenium

186.21

76

Os

osmium

190.23(3)

77

Ir

iridium

192.22

78

Pt

platinum

195.08

79

Au

gold

196.97

80

Hg

mercury

200.59

81

Tl

thallium

204.38

[204.38, 204.39]

82

Pb

lead

207.2

83

Bi

bismuth

208.98

84

Po

polonium

85

At

astatine

86

Rn

radon

87

Fr

francium

88

Ra

radium

89-103

actinoids

104

Rf

rutherfordium

105

Db

dubnium

106

Sg

seaborgium

107

Bh

bohrium

108

Hs

hassium

109

Mt

meitnerium

110

Ds

darmstadtium

111

Rg

roentgenium

112

Cn

copernicium

113

Nh

nihonium

114

Fl

flerovium

115

Mc

moscovium

116

Lv

livermorium

117

Ts

tennessine

118

Og

oganesson

atomic number

Symbol

name

conventional atomic weight

standard atomic weight

13

B

boron

10.81

[10.806, 10.821]

14

C

carbon

12.011

[12.009, 12.012]

15

N

nitrogen

14.007

[14.006, 14.008]

16

O

oxygen

15.999

[15.999, 16.000]

17

F

fluorine

18.998

18

Ne

neon

20.180

13

Al

aluminium

26.982

14

Si

silicon

28.085

[28.084, 28.086]

15

P

phosphorus

30.974

16

S

sulfur

32.06

[32.059, 32.076]

17

Cl

chlorine

35.45

[35.446, 35.457]

18

Ar

argon

39.948

Key:
atomic number
Symbol
name
conventional atomic weight
standard atomic weight



57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium 144.24	62 Sm samarium 150.36(2)	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25(3)	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97
89 Ac actinium 227.03	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium 237.05	94 Pu plutonium 244.06	95 Am americium 243.06	96 Cm curium 247.07	97 Bk berkelium 247.07	98 Cf californium 251.08	99 Es einsteinium 252.08	100 Fm fermium 257.10	101 Md mendelevium 258.10	102 No nobelium 259.10	103 Lr lawrencium 262.10

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016.
Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.