

เอกสารประกอบการบรรยาย

วิชา คม101 หลักเคมี 1

โครงสร้างของอะตอม (Atomic structure)

- การค้นพบอนุภาคมูลฐาน
- ทฤษฎีควอนตัม
- เลขควอนตัมและออร์บิทัลอะตอม
- การจัดเรียงอิเล็กตรอน

อาจารย์ ดร. วีรินทร์ดา ทะปะละ

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

ปีการศึกษา 1/2564

1. การค้นพบอนุภาคมูลฐาน

อะตอม อนุภาคที่เล็กที่สุดของธาตุที่สามารถทำปฏิกิริยาเคมีได้

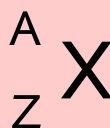


อะตอม ประกอบด้วย โปรตอน (proton) นิวตรอน (neutron) และ อิเล็กตรอน (electron)

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 ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$

❑ เดโมคริตัส (Democritus, 460 BC)

- สสารประกอบขึ้นด้วยอนุภาคขนาดเล็กที่สุดที่แบ่งต่อไปอีกไม่ได้ เรียกว่า อะตอม (Atomos = uncuttable or indivisible)

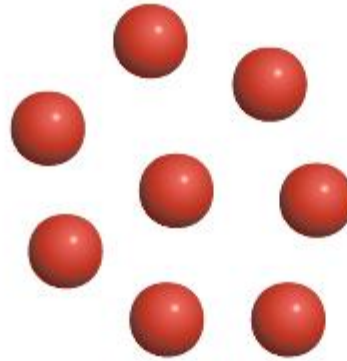
❑ จอห์น ดาลตัน (John Dalton, 1808)

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

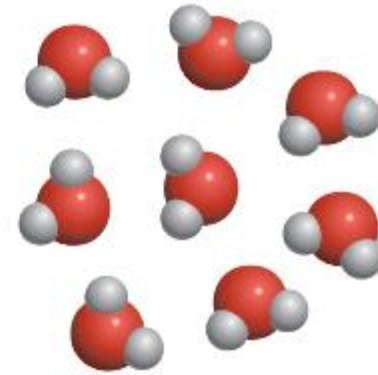
แผนภาพที่แสดงถึงการอธิบายสมมติฐานของดาลตัน



Atoms of element X



Atoms of element Y

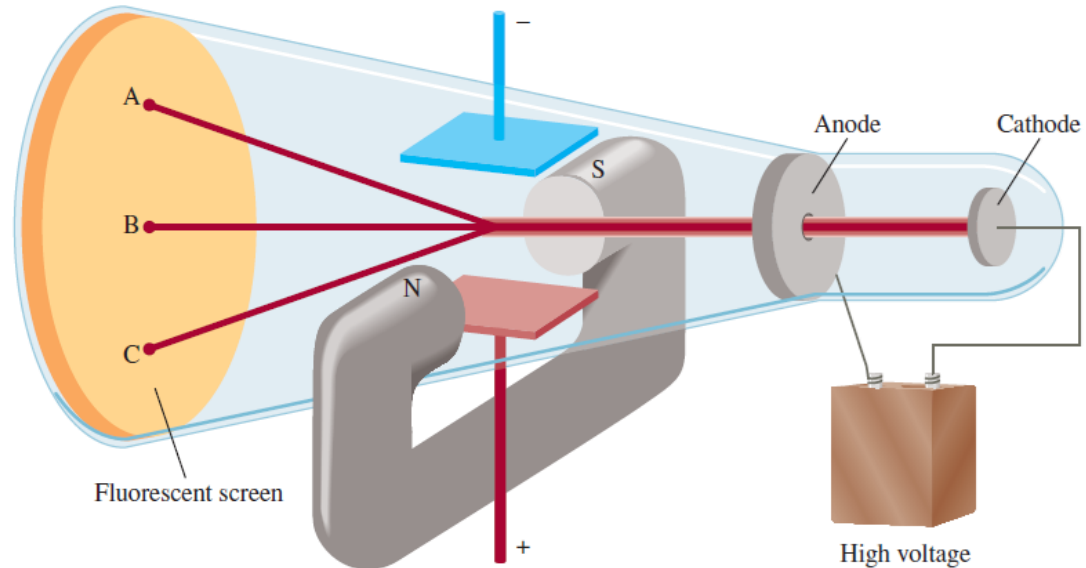


Compounds of elements X and Y

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

การค้นพบอิเล็กตรอน (electron)

หลอดรังสีแคโทด



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

↓
รังสีแคโทดถูกดึงดูดเข้าหาขั้วที่เป็นประจุบวก และผลักกับแผ่นขั้วที่เป็นประจุลบ

↓
ดังนั้นรังสีแคโทดต้องเป็นประจุลบ “อิเล็กตรอน”



หลอดรังสีแคโทดเมื่อจ่ายกระแสไฟฟ้าเข้าไป รังสีที่เกิดขึ้นไม่สามารถมองเห็นได้โดยปกติ แต่ ZnS ที่เคลือบไว้ที่ผิวหลอด จะเกิดการเรืองแสง ทำให้มองเห็นเป็นสีเขียวได้



รังสีแคโทดถูกเหนี่ยวนำให้หักเหลงข้างล่าง เมื่อเอาข้าวแม่เหล็กทางทิศเหนือวางใกล้กับตำแหน่งที่สว่าง



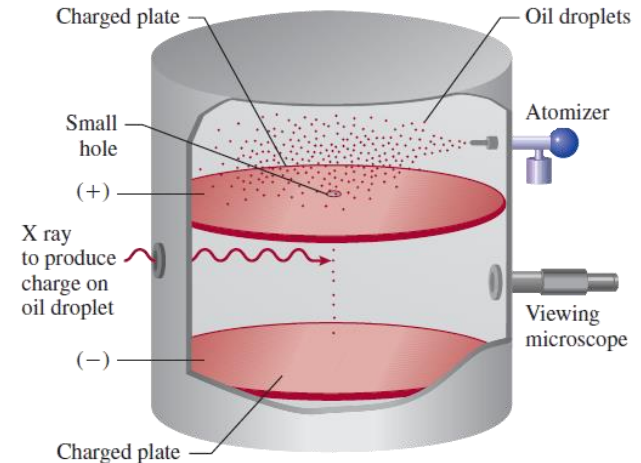
เมื่อกลับข้าวแม่เหล็ก รังสีแคโทดจะมีทิศทางที่ตรงกันข้าม

❑ 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)

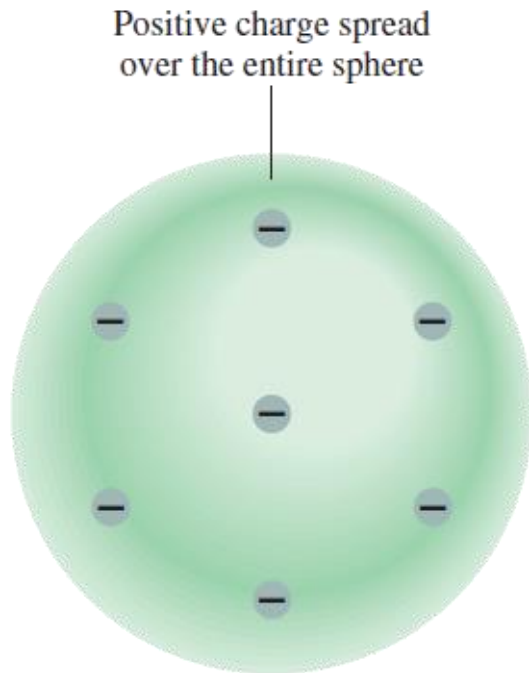
- ประจุของอิเล็กตรอน มีค่าเท่ากับ $- 1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$
- คำนวณมวลของอิเล็กตรอน $= 9.1 \times 10^{-28} \text{ g}$
ซึ่งเบากว่าอะตอมที่เบาที่สุดคือไฮโดรเจนประมาณ $1/1836$ เท่า (มวลไฮโดรเจน $= 1.67 \times 10^{-24} \text{ g}$)



อะตอมไม่ใช่สิ่งที่เล็กที่สุด แต่ประกอบด้วยอิเล็กตรอน (และอนุภาคอื่น)

การค้นพบโปรตอน

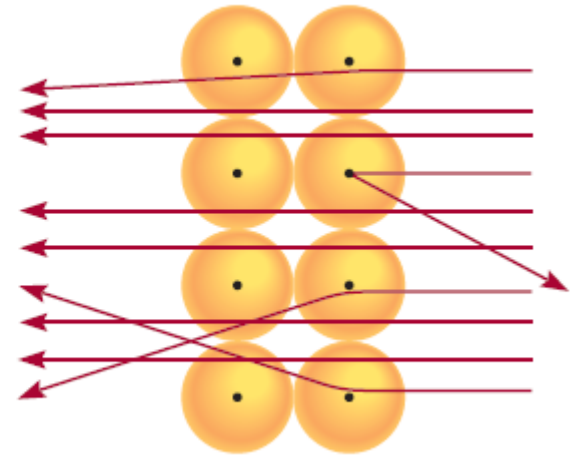
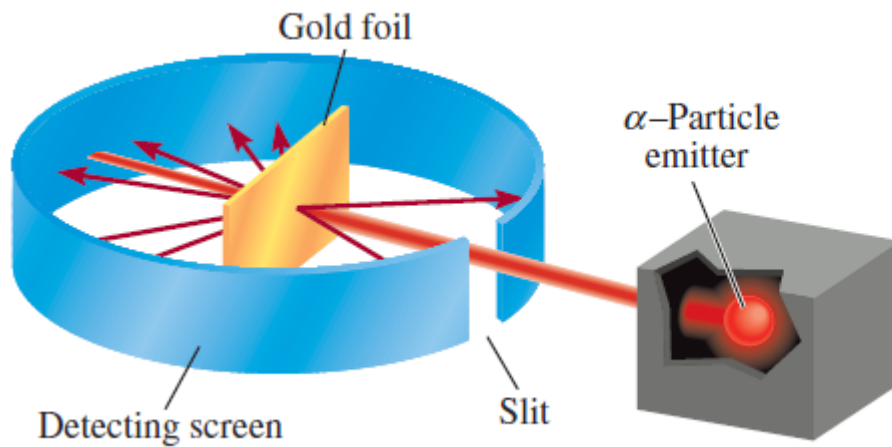
อะตอมประกอบด้วยอิเล็กตรอน และอะตอมมีค่าประจุเป็นกลางทางไฟฟ้า
ดังนั้น จะต้องมียังจำนวนประจุบวก = จำนวนประจุลบ



แบบจำลองอะตอมของทอมสัน
หรือ พลัม-พุดดิ้ง (plum-pudding)

- อะตอมเป็นทรงกลมที่มีประจุบวก
- มีอิเล็กตรอนบรรจุอยู่ภายใน

❑ เอินสท์ รัทเทอร์ฟอร์ด (Ernest Rutherford, 1910)

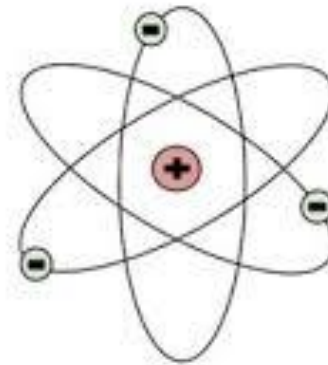
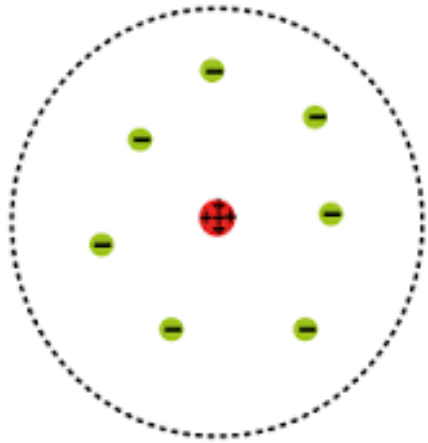


- ใช้แผ่นทองคำบางๆ และโลหะอื่นๆ มาเป็นเป้าให้กับอนุภาคอัลฟา (มีประจุบวก) ที่มาจากแหล่งกำเนิดรังสี
- อนุภาคส่วนใหญ่ทะลุผ่านแผ่นโลหะได้โดยไม่มีการเบี่ยงเบน หรือมีการเบี่ยงเบนเพียงเล็กน้อยเท่านั้น มีส่วนน้อยที่จะกระเจิงหรือเบี่ยงเบนด้วยมุมที่กว้าง และพบน้อยมากที่จะสะท้อนกลับ

ตามแบบจำลองของทอมสัน \Rightarrow รังสีทั้งหมดควรจะเบี่ยงเบนเล็กน้อยเท่านั้น

แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

อะตอมส่วนใหญ่จะมีพื้นที่ว่างอยู่ โดยอนุภาคประจุบวกของอะตอมรวมตัวกันอยู่เป็นกลุ่มเล็ก ๆ 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

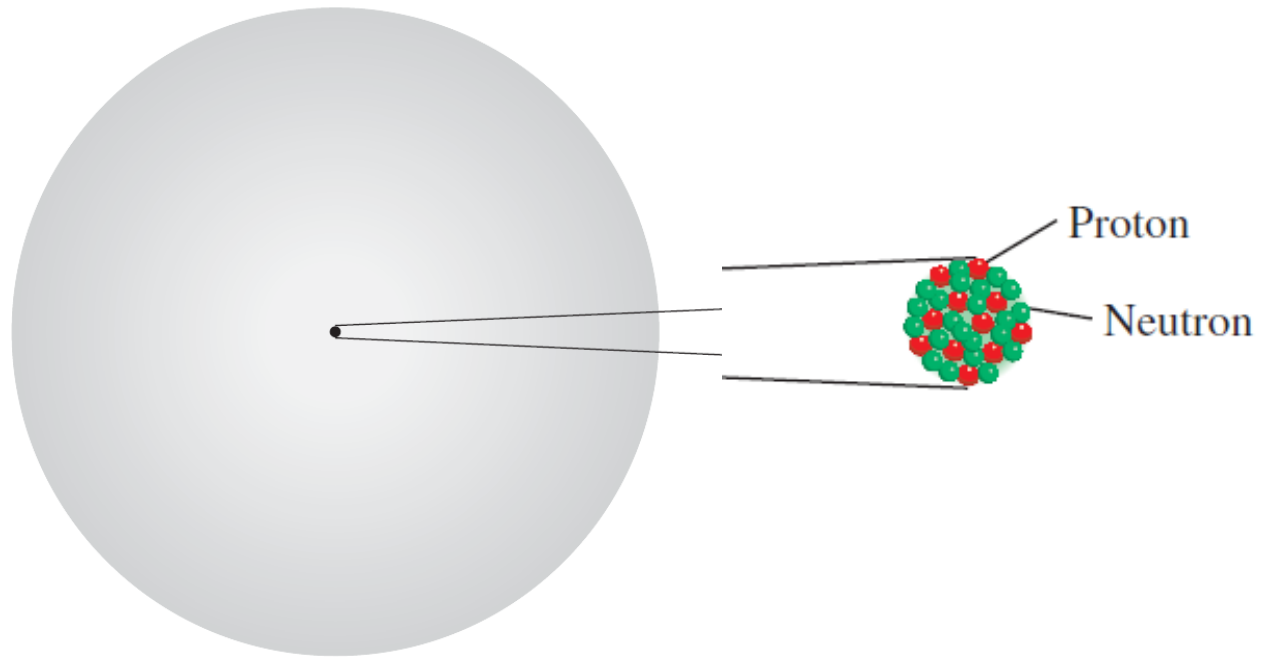
H มี 1 โปรตอน และ He มี 2 โปรตอน ดังนั้น มวล He : H ควรมีค่าเท่ากับ 2 : 1
แต่ในความเป็นจริง มวล He : H เท่ากับ 4 : 1



น่าจะมีอนุภาคชนิดอื่นอยู่ภายในนิวเคลียสอีก นอกเหนือจาก โปรตอน

□ เจมส์ แชดวิก (James Chadwick, 1932)

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



มวลและประจุของอิเล็กตรอน โปรตรอน และนิวตรอน

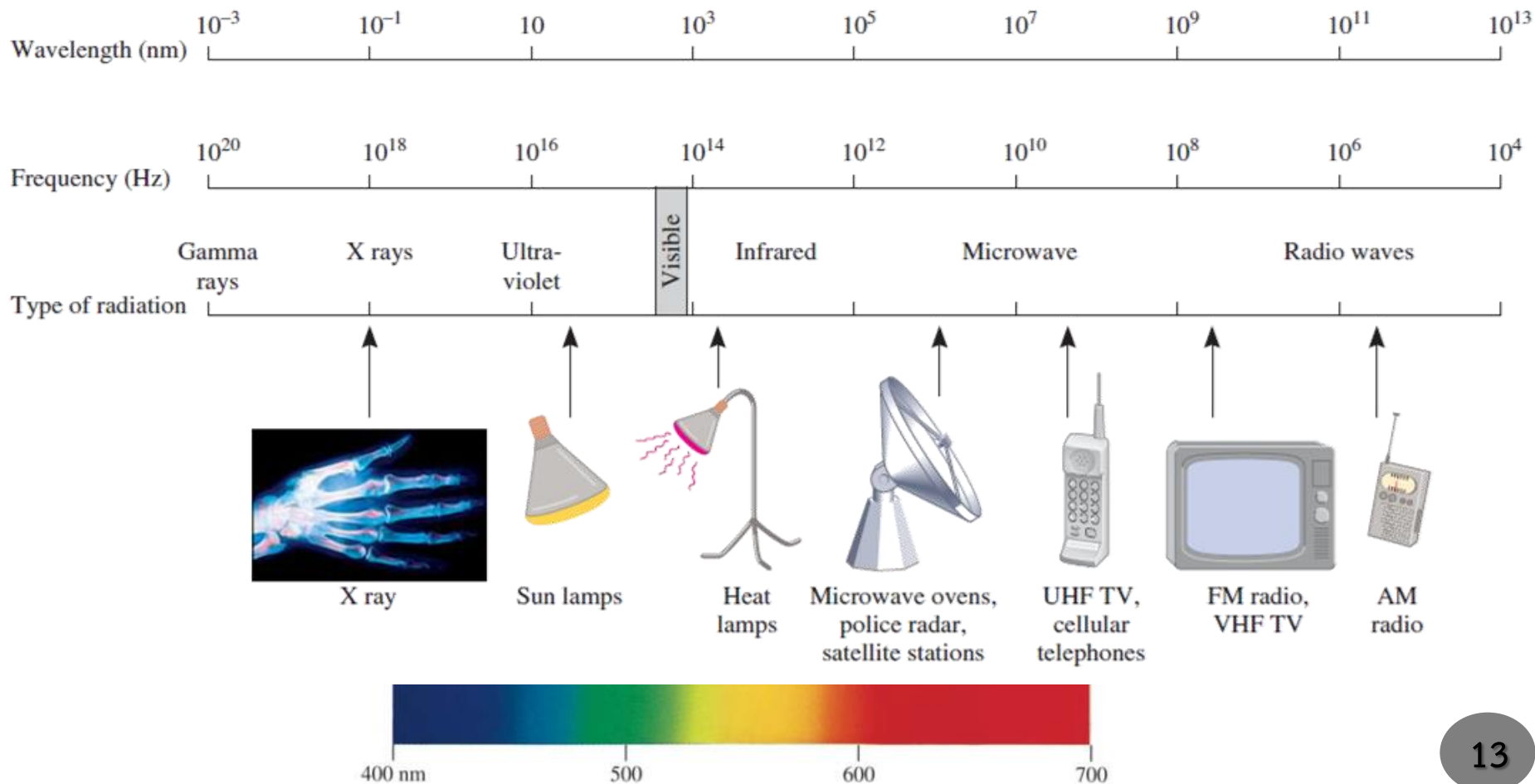
อนุภาค	สัญลักษณ์	ประจุ		มวล	
		ค่าประจุ	คูลอมป์	g	amu
อิเล็กตรอน	e^-	-1	1.6×10^{-19}	9.1094×10^{-28}	0.000549
โปรตรอน	p	+1	1.6×10^{-19}	1.67262×10^{-24}	1.007277
นิวตรอน	n	0	0	1.67493×10^{-24}	1.008665

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

2. ทฤษฎีควอนตัม

แม็ก แพลงค์ (Max Planck, 1900)

ศึกษาข้อมูลการแผ่รังสีของของแข็งเมื่อได้รับความร้อน พบว่าอะตอมหรือโมเลกุลจะปล่อยพลังงานออกมาทีละจำนวน ซึ่งเป็นปริมาณที่ไม่ต่อเนื่อง เรียกว่า ควอนตัม (quantum)



ขนาดของควอนตัมจะขึ้นกับความถี่ของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้า แสดงความสัมพันธ์ได้ดังสมการ

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

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

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

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

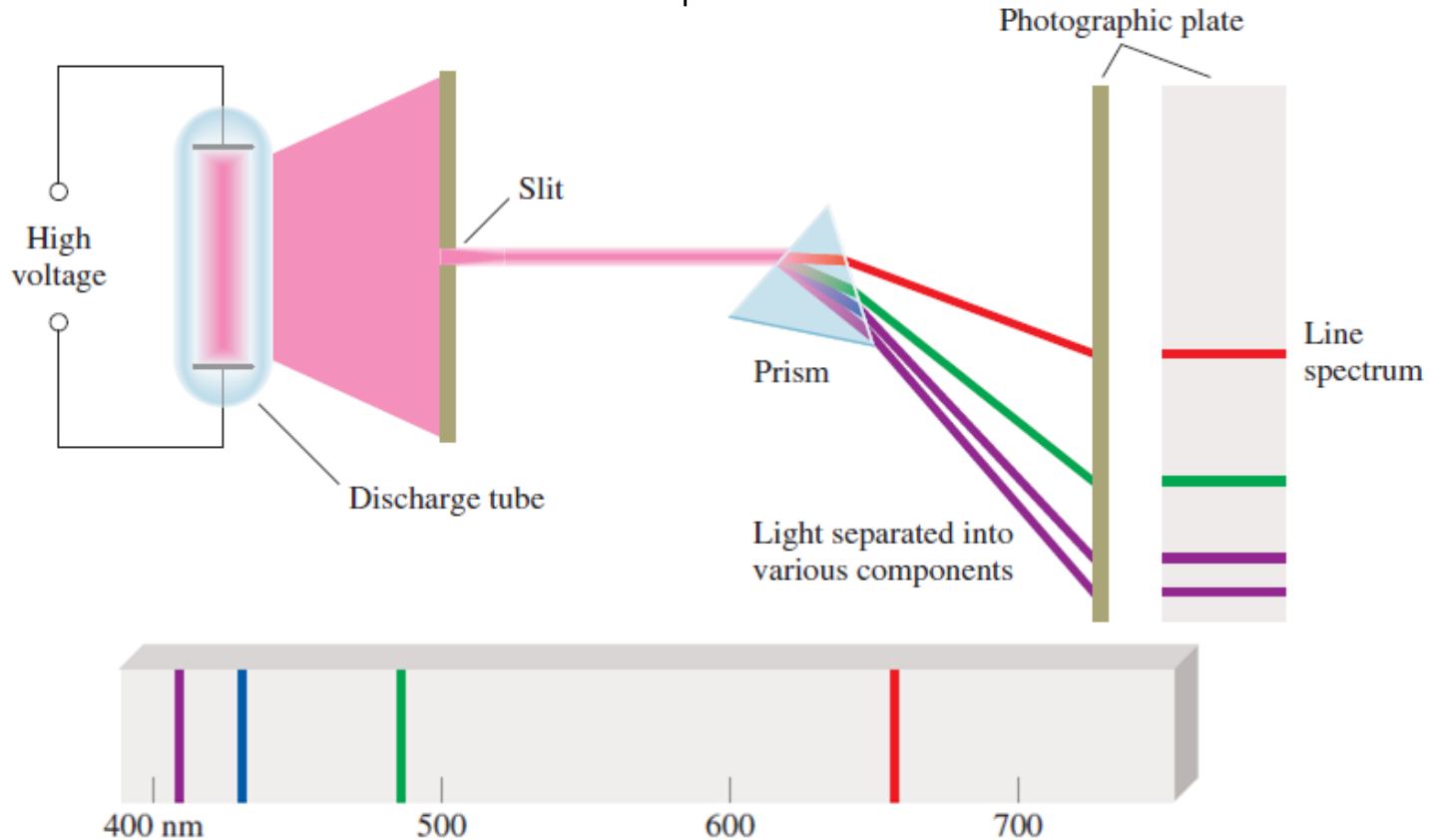
ตัวอย่าง 1 จงคำนวณพลังงาน (J) ของ

1. โฟตอนความยาวคลื่น 5.00×10^4 nm (ย่านอินฟราเรด)
2. โฟตอนความยาวคลื่น 5.00×10^{-2} nm (ย่านรังสีเอกซ์)

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

นิลส์ บอห์ร (Niels Bohr, 1913)

ศึกษาสเปกตรัมการเปล่งแสง (emission spectrum) ของอะตอมไฮโดรเจน



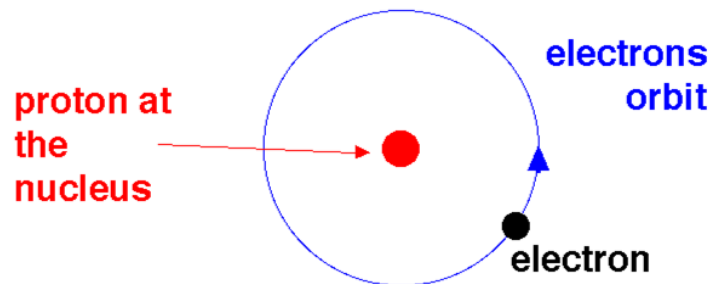
สเปกตรัมการเปล่งแสงของอะตอมในสถานะแก๊ส ไม่มีลักษณะสเปกตรัมที่ต่อเนื่อง แต่อะตอมจะให้เส้นสเปกตรัมสว่างในบางตำแหน่งของสเปกตรัมย่านตามองเห็น



สเปกตรัมแบบเส้น (line spectra) คือ แสงที่ปล่อยออกมาที่ความยาวคลื่นเฉพาะค่าหนึ่ง

สมมติฐานของบอร์

“ อิเล็กตรอนในอะตอมไฮโดรเจนอยู่ได้ในวงโคจรเฉพาะที่มีพลังงานจำเพาะ ”



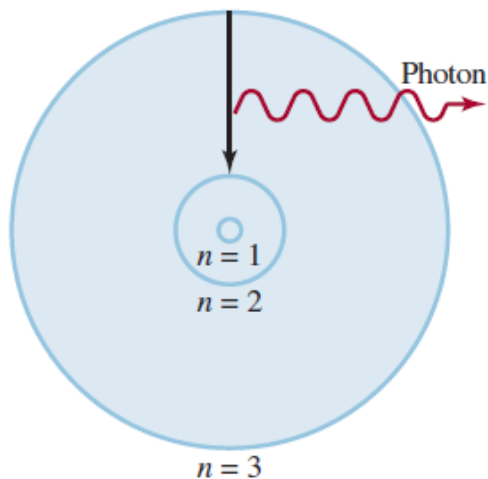
พลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอมไฮโดรเจน

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

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) ในรูปร่าง

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

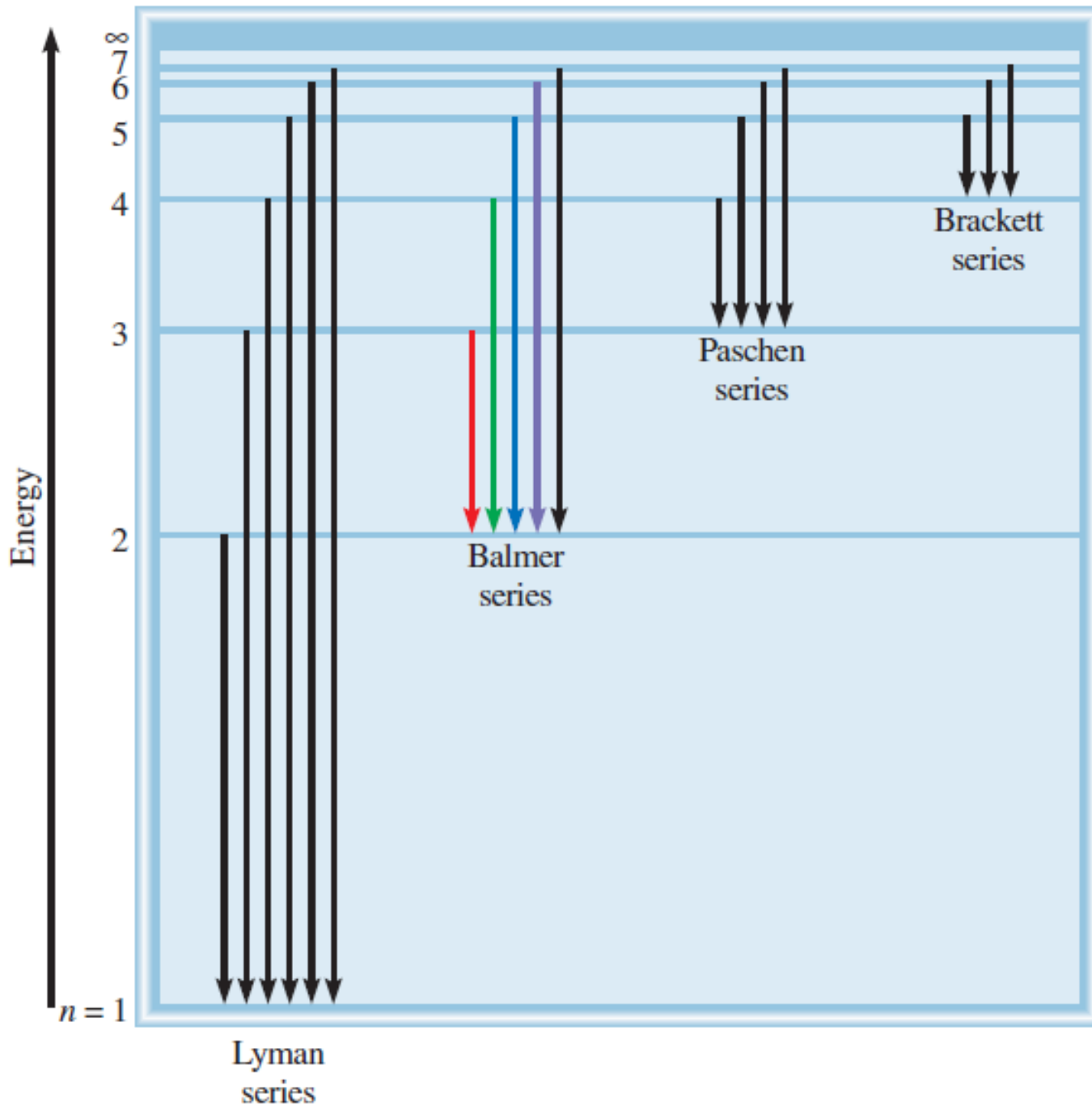
$$\Delta E = \left(\frac{-R_H}{n_f^2} \right) - \left(\frac{-R_H}{n_i^2} \right)$$
$$= R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

เพราะการทรานซิชั่นทำให้เกิดการปล่อยโฟตอนความถี่ 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

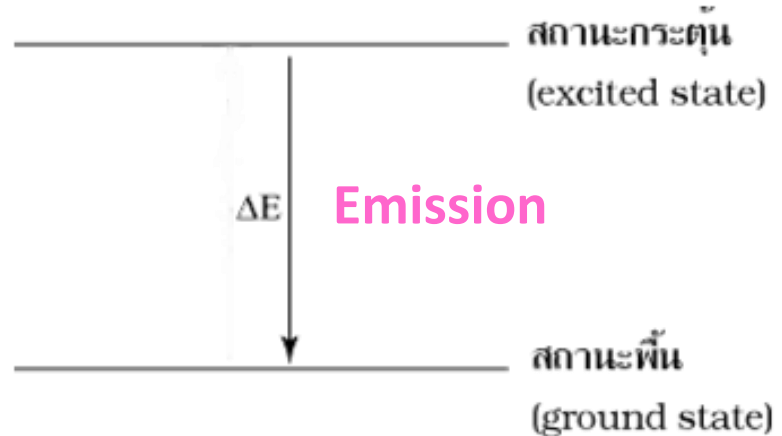
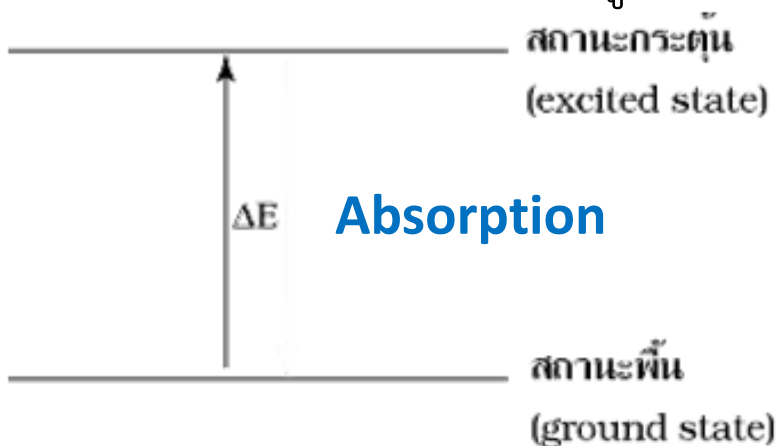


อนุกรมในสเปกตรัมการเปล่งแสงของอะตอมไฮโดรเจน

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

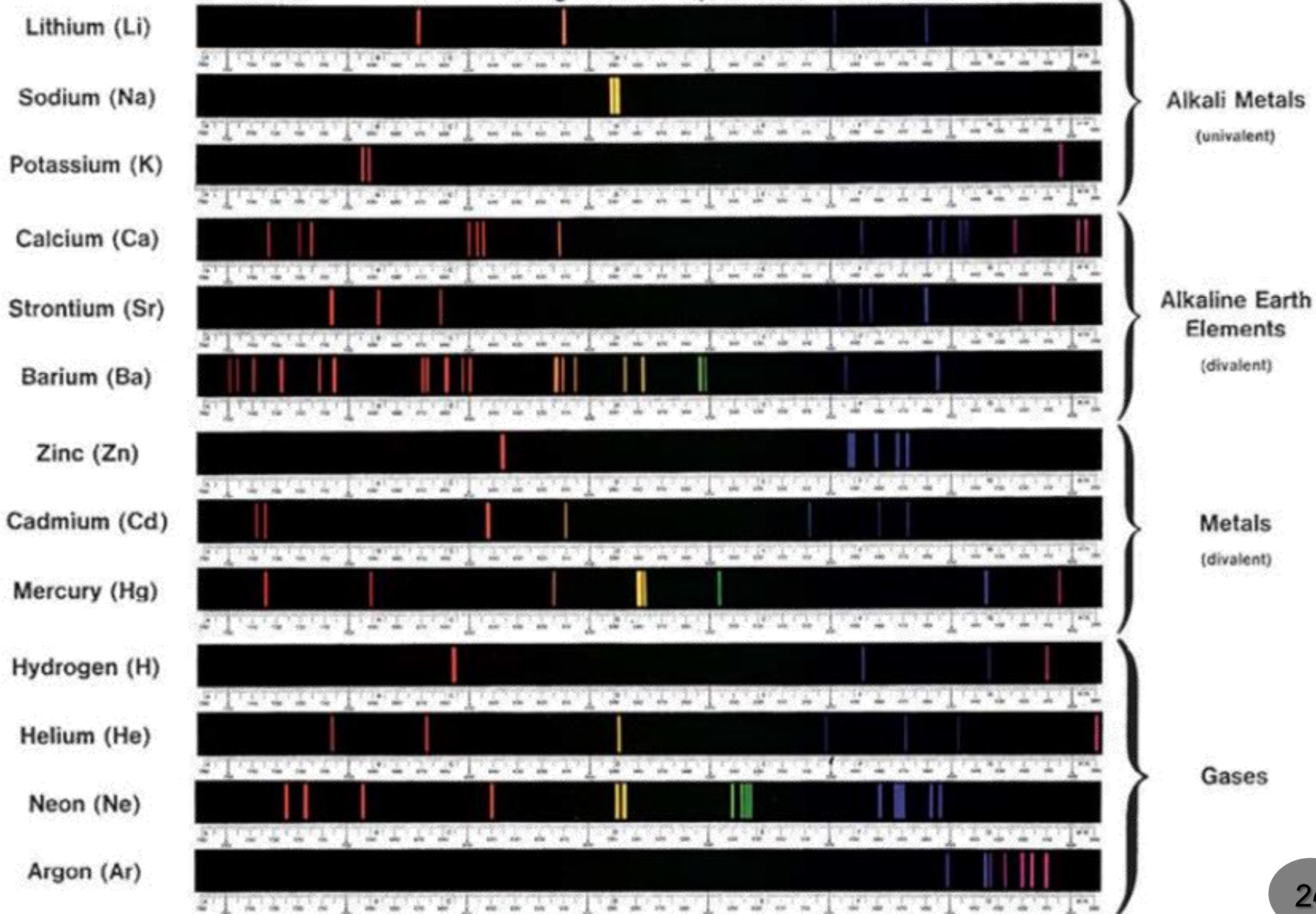
- อิเล็กตรอนเคลื่อนที่เป็นวงโคจร (orbit) อยู่รอบนิวเคลียส ด้วยรัศมีคงที่มีพลังงานแน่นอนในแต่ละวงโคจร และอิเล็กตรอนมีโมเมนตัมเชิงมุมที่มีค่าเฉพาะตัว
- เมื่อได้รับพลังงานเพิ่มขึ้น จะทำให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปอยู่ในวงโคจรที่สูงขึ้น ดังนั้น ถ้าอิเล็กตรอนจะกลับเข้าสู่วงโคจรเดิม ต้องแผ่รังสีออกมาเรียกว่า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



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

“ธาตุทุกชนิดมีสเปกตรัมการเปล่งแสงลักษณะเฉพาะตัว”

Bright-line Spectra



Flame test



Li
แดงเข้ม



Na
เหลือง



K
ม่วงอ่อน



Rb
ม่วง



Cs
ฟ้า



Ca
ส้ม



Sr
แดงเข้ม



Ba
เขียว

3. เลขควอนตัมและออร์บิทัลอะตอม

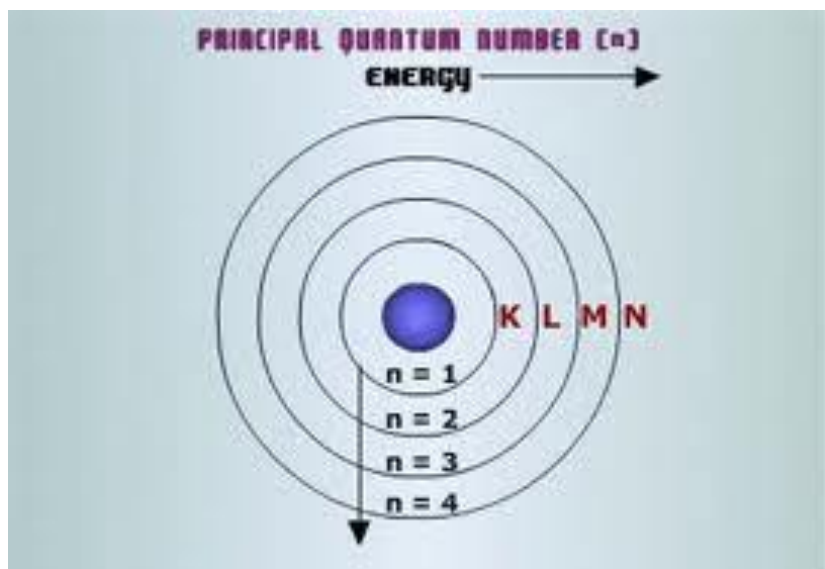
เลขควอนตัม (Quantum number) $\Rightarrow (n, l, m_l, m_s)$

“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 \rightarrow 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)

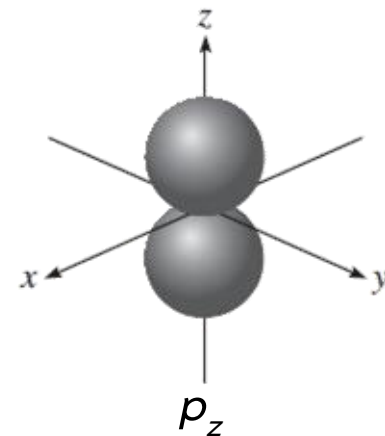
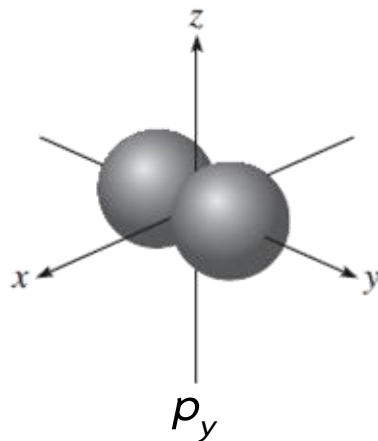
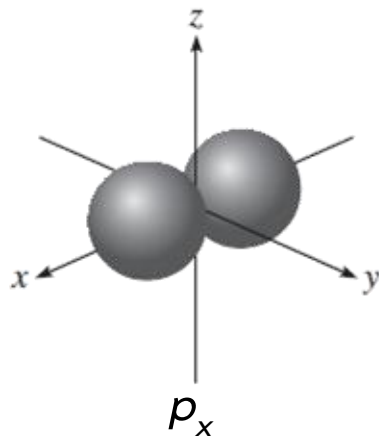
“ แสดงทิศทางของออร์บิทัล ” ในชั้นย่อย

- 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)

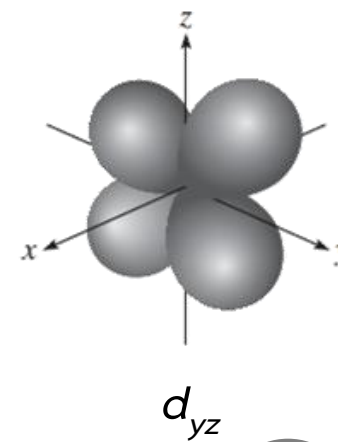
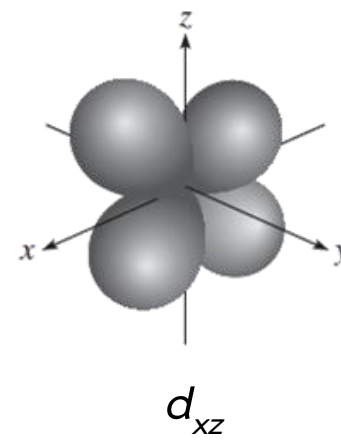
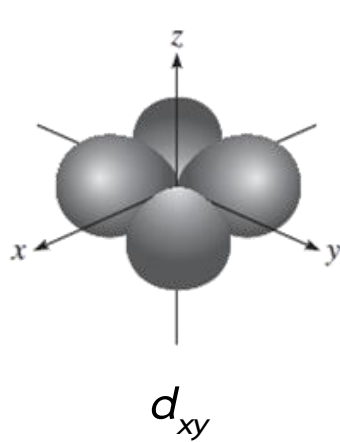
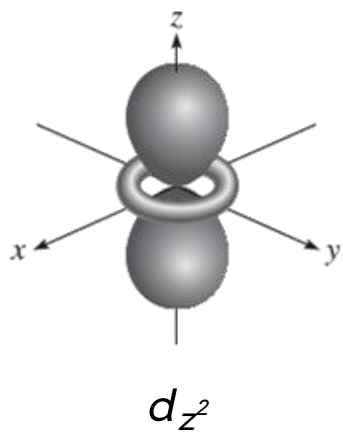
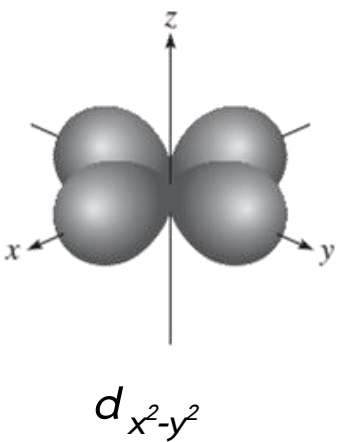
$l = 0$, s-orbital



$l = 1$, p-orbital



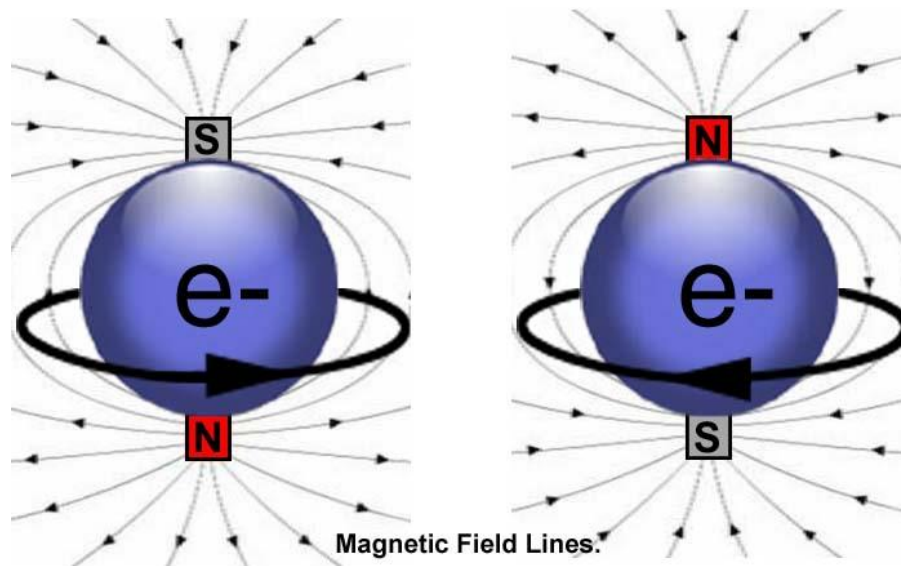
$l = 2$, d-orbital



n	l	m_l	จำนวนออร์บิทัล
1	0	0	s-subshell ประกอบด้วย 1 orbital
2	0	0	s-subshell ประกอบด้วย 1 orbital
	1	-1, 0, 1	p-subshell ประกอบด้วย 3 orbital
3	0	0	s-subshell ประกอบด้วย 1 orbital
	1	-1, 0, 1	p-subshell ประกอบด้วย 3 orbital
	2	-2, -1, 0, 1, 2	d-subshell ประกอบด้วย 5 orbital
4	0	0	s-subshell ประกอบด้วย 1 orbital
	1	-1, 0, 1	p-subshell ประกอบด้วย 3 orbital
	2	-2, -1, 0, 1, 2	d-subshell ประกอบด้วย 5 orbital
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	f-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)



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

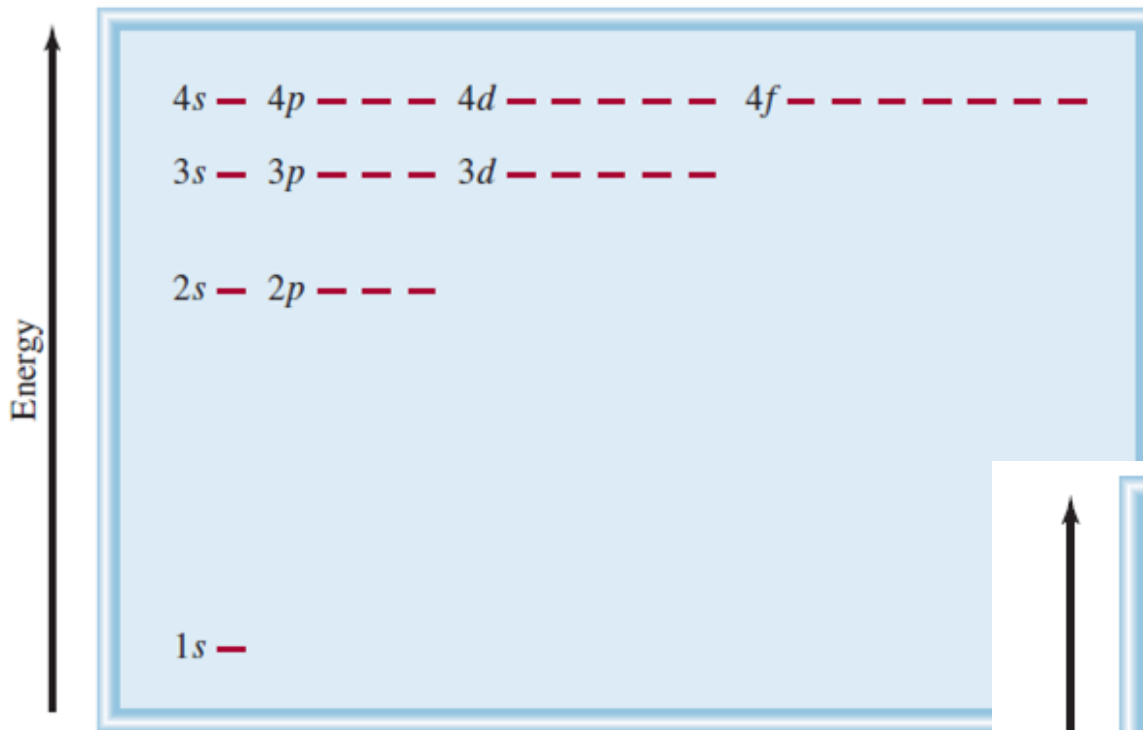
$$m_s = -1/2 \text{ (spin down)}$$

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

ตัวอย่าง 5 จงคำนวณจำนวนออร์บิทัลทั้งหมดที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัมหลัก $n = 3$

ตัวอย่าง 6 จงเขียนชุดเลขควอนตัมที่เป็นไปได้ทั้งหมดของอิเล็กตรอนใน $3d$ ออร์บิทัล

พลังงานของออร์บิทัล

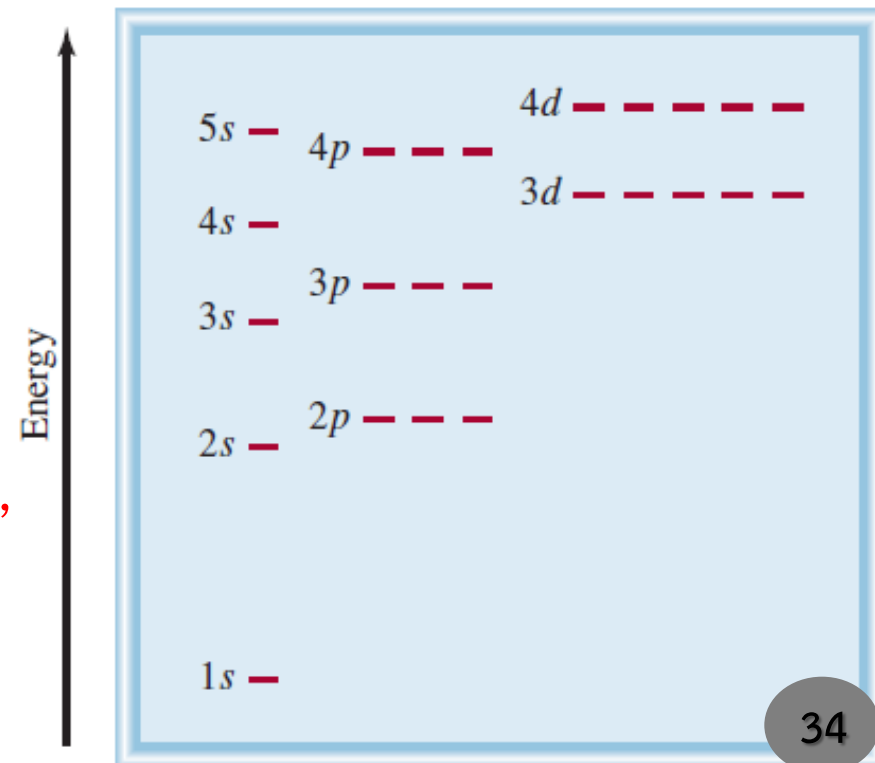


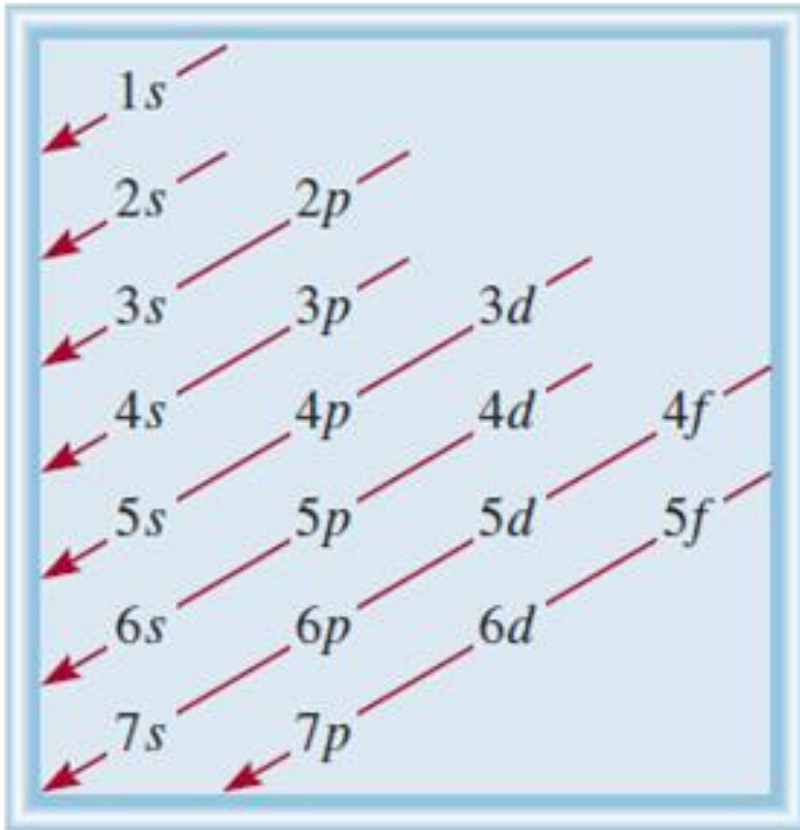
“ระดับพลังงานของไฮโดรเจน”

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

“ระดับพลังงานของอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอน”

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





ลำดับการบรรจุอิเล็กตรอนในชั้นย่อยของของ
อะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอน

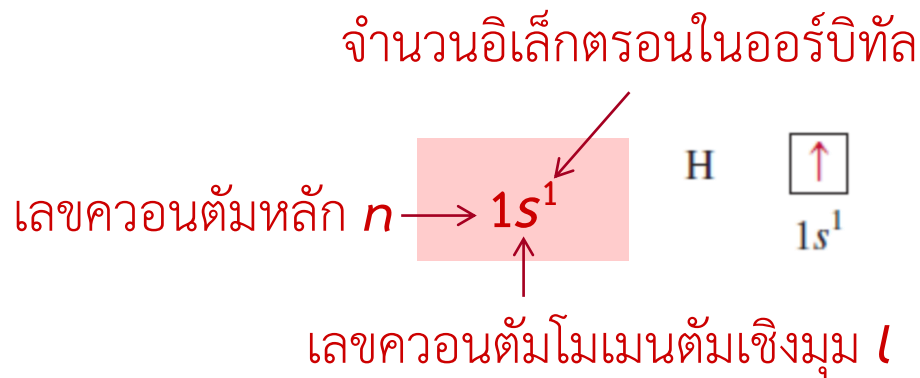
*เริ่มต้นที่ 1s และเคลื่อนลงล่างตามทิศลูกศร
ดังนี้ $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < \dots$

- 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

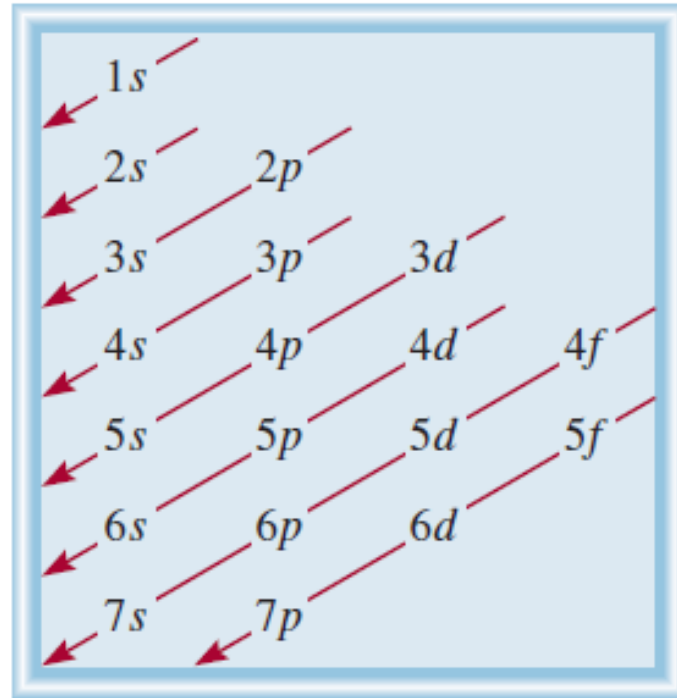
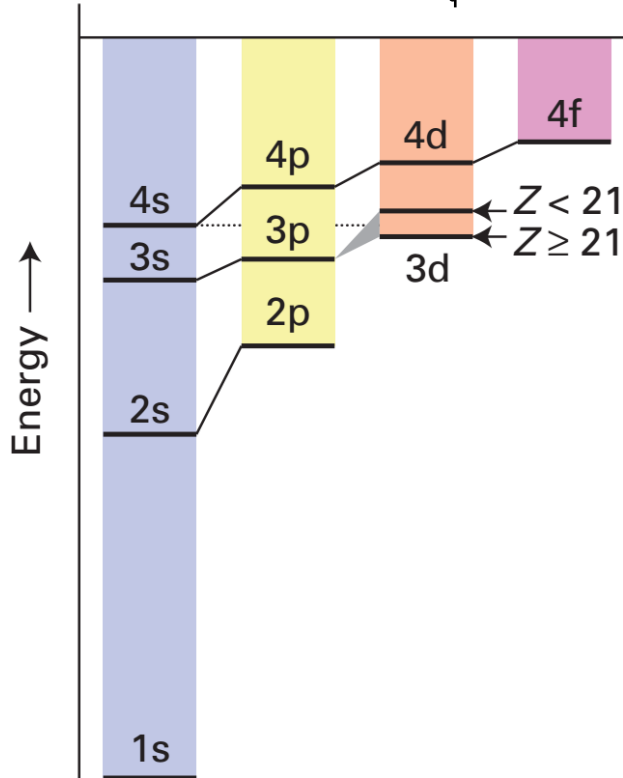


หลักในการจัดอิเล็กตรอน

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

❖ หลักเอาฟาว (Aufbau principle)

บรรจุอิเล็กตรอนลงใน orbital ที่ว่างที่มีระดับพลังงานต่ำที่สุดจนเต็มก่อน เรียงลำดับออร์บิทัลตามลูกศร ดังรูป ซึ่งการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบนี้จะทำให้อะตอมเสถียรที่สุดเพราะพลังงานรวมทั้งหมดของอะตอมมีค่าต่ำสุด

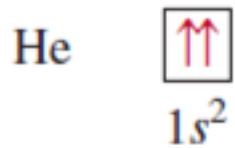


- | | | |
|-----------|-----------------------------|--------|
| s-orbital | บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด | 2 ตัว |
| p-orbital | บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด | 6 ตัว |
| d-orbital | บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด | 10 ตัว |
| f-orbital | บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด | 14 ตัว |

❖ 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



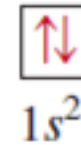
1. (1, 0, 0, +1/2)

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



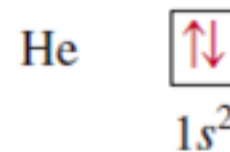
1. (1, 0, 0, -1/2)

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



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

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



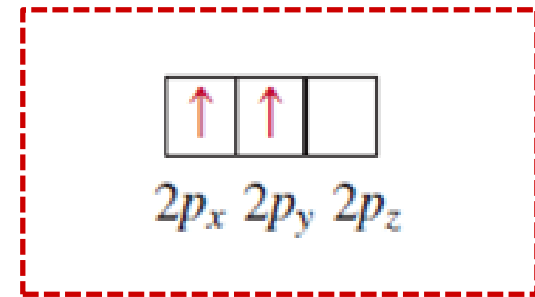
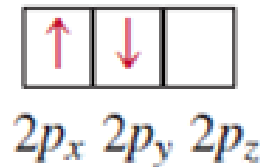
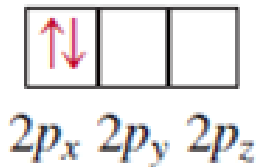
“ หนึ่ง เอส สอง ”

❖ กฎของฮุนด์ (Hund's rule)

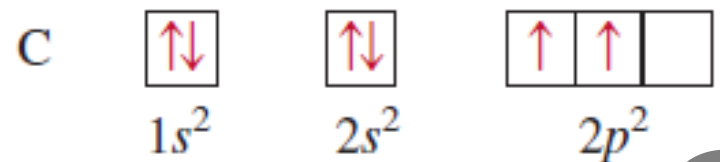
““When more than one orbital has the same energy, electrons occupy separate orbitals and do so with parallel spins ($\uparrow\uparrow$).”

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

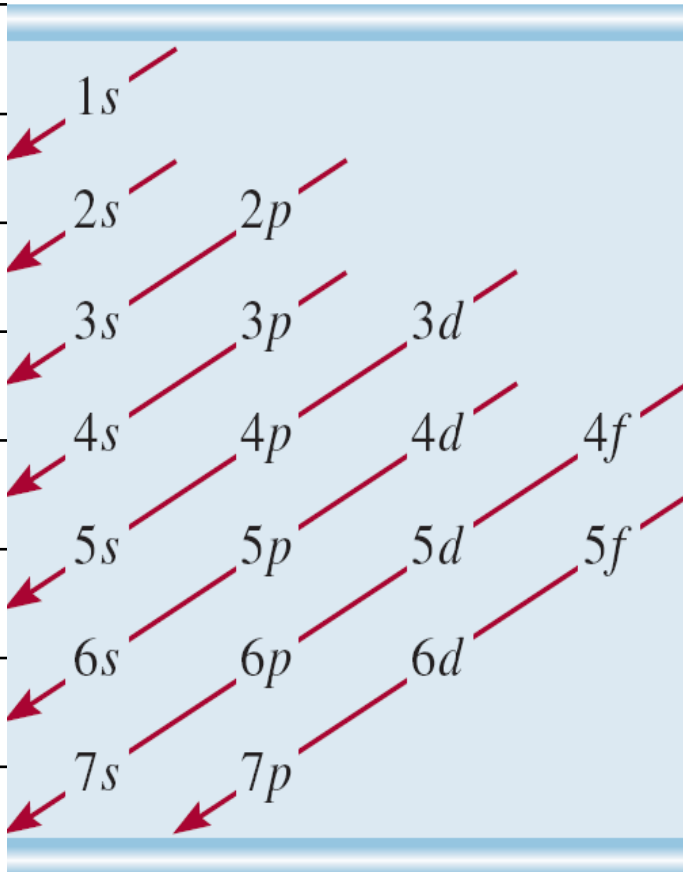
พิจารณาการจัดอิเล็กตรอนของคาร์บอน: $1s^2 2s^2 2p^2$



พลังงานต่ำที่สุด เสถียรสุด



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

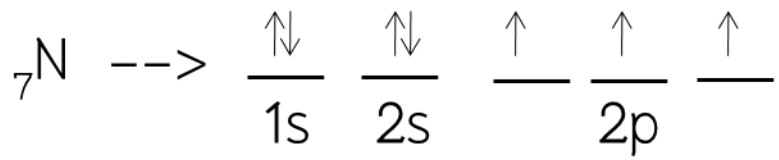


เนื่องจากการเขียน electron configuration ให้ข้อมูลเพียงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในแต่ละ orbital แต่ไม่ได้บอก spin ของอิเล็กตรอน (m_s) และไม่บอก orientation ของ orbital (m_l)

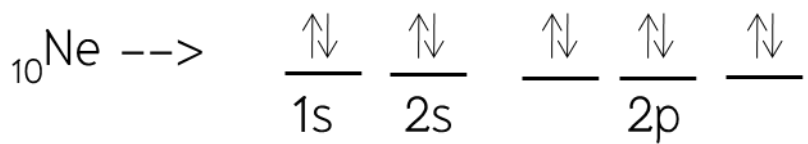


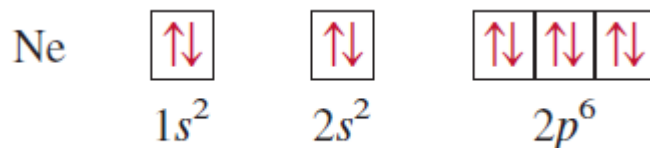
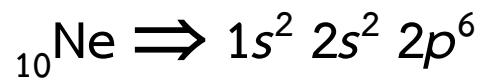
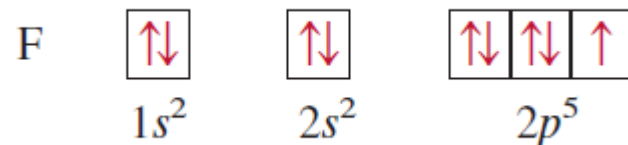
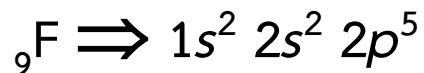
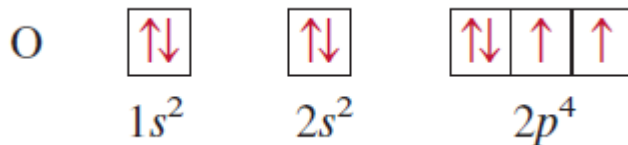
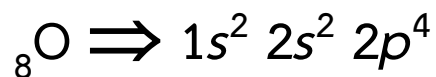
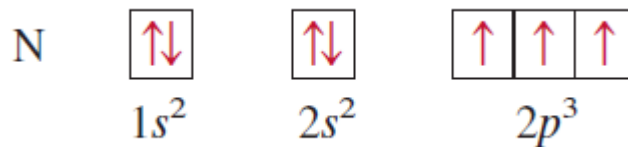
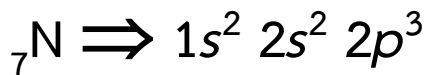
จึงต้องใช้ orbital diagram แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในแต่ละ orbital เพื่อช่วยทำนายสภาพความเป็นแม่เหล็ก และความเสถียรของอิเล็กตรอน

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



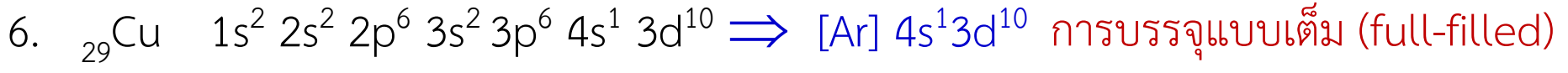
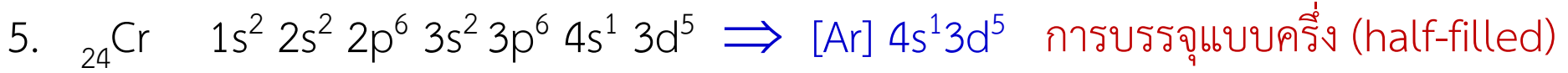
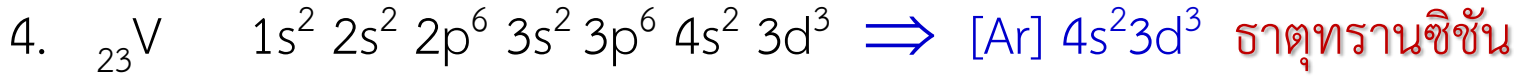
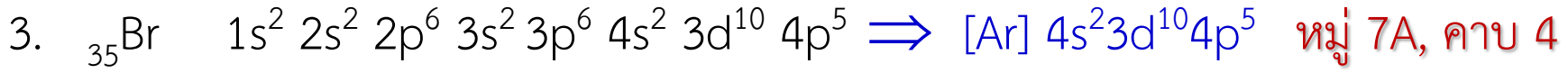
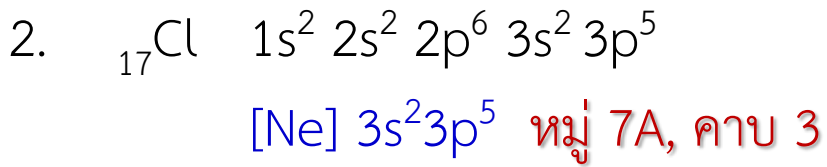
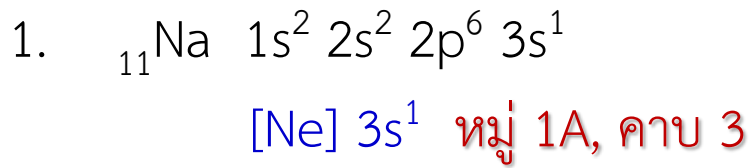
- **Diamagnetic:** การจัดเรียง e^- เป็น paired electron (จับคู่หมด) ทำให้สนามแม่เหล็กหักล้างกันหมด ไม่เกิดการเหนี่ยวนำในสนามแม่เหล็ก





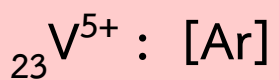
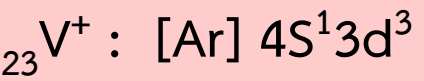
พาราแมกเนติก
(paramagnetic)
“มีอิเล็กตรอนเดี่ยว”

ไดอะแมกเนติก
(Diamagnetic)
“ไม่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว”



1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
							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 1.008 [1.0078, 1.0082]																	2 He helium 4.0026
3 Li lithium 6.94 [6.938, 6.997]	4 Be beryllium 9.0122	Key: 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
11 Na sodium 22.990	12 Mg magnesium 24.305 [24.304, 24.307]	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	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
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	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



INTERNATIONAL UNION OF
PURE AND APPLIED CHEMISTRY

57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium	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	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium

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.