

## แผนการสอนสัปดาห์ที่ 1

หน่วยเรียนที่ 1 พื้นฐานทฤษฎีอะตอม และโครงสร้างอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม  
บทเรียนที่ 1.1 โครงสร้างอะตอม

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจโครงสร้างอะตอม

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกแบบจำลองอะตอม
2. อธิบายทฤษฎีควอนตัม
3. อธิบายเลขอะตอม และมวลอะตอม
4. อธิบายไอโซโทป ไอโซโทน และไอโซบาร์

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

[http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page\\_id=137](http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137)

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

## หน่วยเรียนที่ 1 พื้นฐานทฤษฎีอะตอม และโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม

### บทเรียนที่ 1.1 โครงสร้างอะตอม

#### 1.1.1 แบบจำลองอะตอม

ในปี ค.ศ.1805 ดอลตัน (John Dalton) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ เสนอแนวคิดเกี่ยวกับอะตอม ซึ่งสอดคล้องกับกฎทางเคมีทั้งกฎทรงมวลและกฎสัดส่วนคงที่ แนวคิดที่สำคัญของดอลตันสรุปได้ดังนี้

1) สสาร (matter) ประกอบขึ้นด้วยอนุภาคที่เล็กที่สุด เรียกว่า อะตอม โดยไม่สามารถแบ่งย่อยหรือสร้างขึ้นใหม่ได้

2) อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันจะเหมือนกัน และอะตอมของธาตุต่างชนิดกันจะแตกต่างกัน

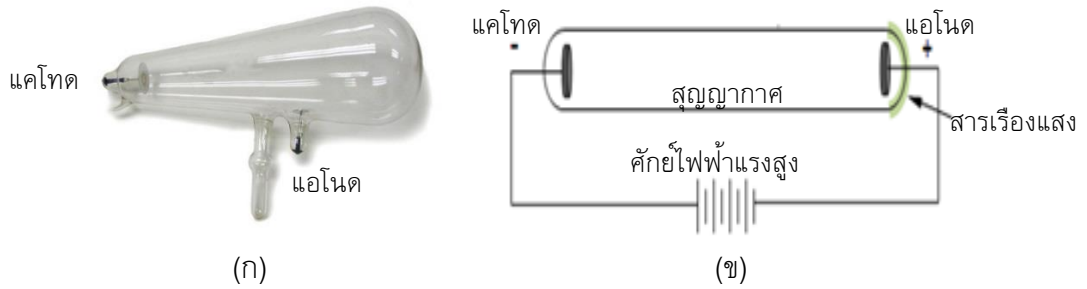
3) สารประกอบที่เกิดจากการรวมตัวของธาตุสองชนิดหรือมากกว่าสองชนิดขึ้นไป จะมีจำนวนอะตอมของธาตุแต่ละชนิดเป็นจำนวนที่แน่นอน

หลังจากทฤษฎีอะตอมของดอลตันได้ถูกนำเสนอขึ้น รูปร่างอะตอมเป็นเสมือนวัตถุทรงกลมที่มีขนาดเล็กมากจนไม่สามารถแบ่งแยกต่อไปได้อีก ไม่สามารถทำลายหรือเปลี่ยนแปลงได้ แต่การทดลองตั้งแต่ปี ค.ศ.1850 จนถึงศตวรรษที่ 20 นักวิทยาศาสตร์ได้แสดงให้เห็นว่าอะตอมยังมีอนุภาคที่เล็กลงไปอีกได้แก่ อิเล็กตรอน (electron), โปรตอน (proton) และนิวตรอน (neutron)

#### การค้นหาอิเล็กตรอน

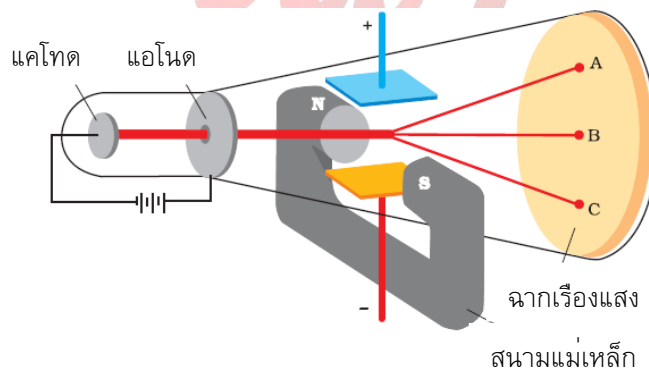
ปี ค.ศ.1833 ฟาราเดย์ (Michael Faraday) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ ได้ทำการทดลองเกี่ยวกับการผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในสารละลาย พบว่าจะมีการเปลี่ยนแปลงทางเคมีเกิดขึ้นที่ขั้วไฟฟ้าทั้งสอง พอสรุปได้ว่าองค์ประกอบภายในอะตอมต้องเกี่ยวข้องกับอนุภาคไฟฟ้า ในปี ค.ศ.1874 สโตนีย์ (George Johnstone Stoney) นักวิทยาศาสตร์ชาวไอริช เป็นคนแรกที่กล่าวถึงอนุภาคไฟฟ้าในสสาร โดยอธิบายว่าอนุภาคไฟฟ้าเป็นอนุภาคเล็กๆ และอยู่รวมกันกับอะตอม โดยเสนอให้เรียกอนุภาคนี้ว่า อิเล็กตรอน แต่ในขณะนั้นยังไม่มีวิธีการพิสูจน์แต่อย่างใด

ในปี ค.ศ.1879 ครูกส์ (William Crookes) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ ประดิษฐ์หลอดแก้วที่เรียกว่า หลอดรังสีแคโทด (cathode ray tube) โดยพัฒนามาจากหลอดไกสส์เลอร์ซึ่งเป็นผลงานของนักฟิสิกส์ชาวเยอรมันที่ชื่อว่าไกสส์เลอร์ (Heinrich Geissler, ปี ค.ศ.1857) ครูกส์ได้ศึกษาสมบัติของรังสีแคโทดจากเป็นหลอดแก้วที่มีแผ่นโลหะเป็นขั้วไฟฟ้าสองขั้วคือ ขั้วบวก เรียกว่า แอโนด (anode) และขั้วลบ เรียกว่า แคโทด (cathode) ดังภาพที่ 1.1(ก) เมื่อสูบลมเอาอากาศออกเกือบหมดแล้วผ่านศักย์ไฟฟ้าแรงสูงเข้าไปทำให้เกิดลำรังสีขึ้นระหว่างขั้วทั้งสอง พบว่าบริเวณใกล้ขั้วบวก (แอโนด) ปรากฏเรืองแสงสีเขียวอ่อนๆ ขึ้น ซึ่งน่าจะเกิดจากรังสีที่พุ่งมาจากขั้วแคโทดมายังขั้วแอโนด ดังนั้นแสดงได้ว่าการเรืองแสงอาจเกิดจากการแผ่รังสีบางอย่างออกจากขั้วแคโทดและพุ่งตรงไปกระทบกับหลอดแก้วซึ่งฉาบสารเรืองแสง (สังกะสีซัลไฟด์) ไว้มากมาย กับขั้วแอโนด นอกจากนั้น ครูกส์ได้ทำการทดลองซ้ำ โดยเปลี่ยนหลอดแก้วเป็นแบบต่างๆ ซึ่งผลปรากฏเช่นเดียวกัน ดังนั้น ครูกส์จึงสรุปว่า จะต้องมียังชนิดหนึ่งออกจากขั้วลบและพุ่งตรงไปยังขั้วบวก เรียกรังสีที่ออกมาจากขั้วลบนี้ว่า รังสีแคโทด (cathode ray)



ภาพที่ 1.1 หลอดรังสีแคโทด (ก) การทดลองของครูกส์ และ (ข) แผนภาพวงจรของหลอดรังสีแคโทด

ซึ่งในปี ค.ศ.1897 ทอมสัน (Joseph John Thomson) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ ได้ดัดแปลงหลอดรังสีแคโทดโดยภายในบรรจุแก๊สความดันต่ำ ขั้วทำด้วยโลหะเมื่อผ่านไฟฟ้าที่มีคักย์สูงๆ จะสังเกตเห็นว่าการไหลของกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้นโดยมีทิศทางไหลจากขั้วแคโทด และจะทะลุผ่านขั้วของแอโนดไปกระทบกันฉากที่เคลือบด้วยสารเรืองแสงทำให้เห็นเป็นแสงสว่างเกิดขึ้น โดยปกติรังสีแคโทดเคลื่อนที่เป็นเส้นตรง แต่ถ้าอยู่ในสนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้าจะเกิดการเลี้ยวเบนไปยังทิศทางที่เป็นขั้วบวกของสนามไฟฟ้า ทอมสันพบว่ารังสีที่เกิดขึ้นเกิดการเลี้ยวเบนเมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้า แต่ถ้าไม่อยู่ทั้งในสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้า หรืออยู่ในทั้งสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าพร้อมกัน จะเคลื่อนที่เป็นเส้นตรงเนื่องจากรังสีจะเกิดการหักล้างกันหมดซึ่งเป็นตามทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า ดังภาพที่ 1.2 รังสีแคโทดจะกระทบปลายหลอดที่จุด A เมื่ออยู่ในสนามไฟฟ้า (หมายถึงรังสีเคลื่อนที่เบี่ยงเบนเข้าหาขั้วบวกของสนามไฟฟ้า) และกระทบที่จุด C เมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็ก และที่จุด B เมื่อไม่มีทั้งสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าหรือเมื่อมีทั้งสองสนามจึงหักล้างกันไป สรุปได้ว่ารังสีแคโทดประกอบด้วยอนุภาคที่มีประจุลบ



ภาพที่ 1.2 พฤติกรรมของรังสีแคโทดในสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็ก

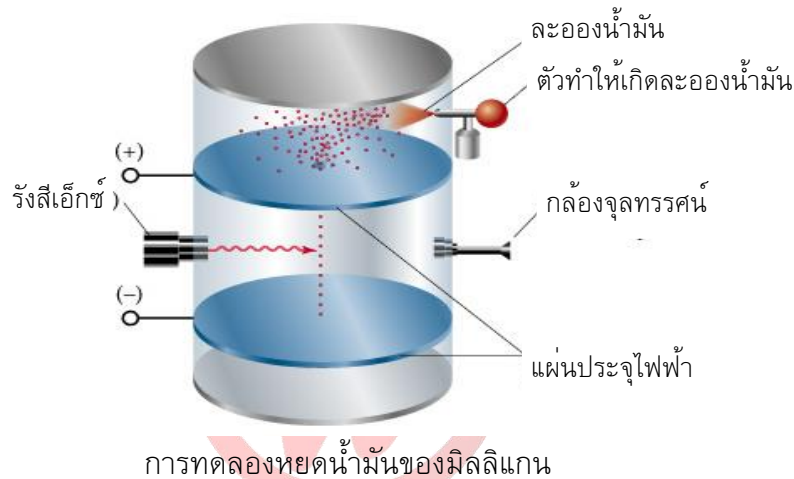
ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p41

จากการทดลองของทอมสันทำให้สามารถคำนวณหาอัตราส่วนประจุไฟฟ้าต่อมวลของอิเล็กตรอน ( $e/m$ ) มีค่าเท่ากับ  $1.76 \times 10^{18}$  คูลอมบ์ต่อกรัม (C/g) ค่านี้เป็นค่าคงที่ ไม่ขึ้นกับชนิดของแก๊สที่ใช้ในการทดลอง จากผลงานการค้นพบอิเล็กตรอนทำให้ทอมสันได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี ค.ศ. 1906 แต่ขณะนั้นยังไม่ทราบเกี่ยวกับขนาดของประจุไฟฟ้าและขนาดมวลของอิเล็กตรอนที่แน่นอน

ในปี ค.ศ.1908 มิลลิแกน (Robert Andrews Millikan) นักฟิสิกส์ชาวอเมริกันได้ทำการทดลองหาค่าประจุของอิเล็กตรอน โดยการทดลองที่เรียกว่า การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน (Millikan's oil drop

experiment) แสดงดังภาพที่ 1.3 ประกอบด้วยแผ่นโลหะที่มีประจุบวกอยู่ด้านบน เจาะรูเล็ก ๆ ตรงกลาง เมื่อละอองน้ำมันหยดออกมาจากกระบอกฉีดยา ซึ่งทำให้หยดน้ำมันเกิดจากเสียดสีมีสภาพเป็นประจุทั้งบวกและลบ มิลลิแกนให้หยดน้ำมันเหล่านี้เคลื่อนที่ในสนามไฟฟ้า แรงเนื่องจากสนามไฟฟ้าจะทำให้หยดน้ำมันที่มีประจุบวกและประจุลบมีการเคลื่อนที่ได้แตกต่างกัน โดยหยดน้ำมันที่มีประจุลบจะมีการเคลื่อนที่แบบช้า ๆ บางหยดเคลื่อนที่ขึ้น บางหยดเคลื่อนที่ลง บางหยดหยุดนิ่ง ส่วนหยดที่มีประจุบวกจะเคลื่อนที่ลงด้วยความเร็วมากกว่าหยดอื่น ๆ ในการทดลอง มิลลิแกนจะเลือกศึกษาหยดน้ำมันที่มีประจุลบคือหยดที่เคลื่อนที่ช้า ๆ ปรับค่าความต่างศักย์ไฟฟ้า จนกระทั่งหยดน้ำมันหยุดนิ่ง

ค่าประจุไฟฟ้าของหยดน้ำมันที่มิลลิแกนคำนวณมีหลายค่าเช่น  $1.60 \times 10^{-19}$ ,  $3.20 \times 10^{-19}$  และ  $4.80 \times 10^{-19}$  เป็นต้น ซึ่งตัวเลขเหล่านี้ มิลลิแกนพบว่าจะเป็นจำนวนเท่าของ  $1.60 \times 10^{-19}$  มิลลิแกนสรุปว่าหยดน้ำมันแต่ละหยดมีจำนวนอิเล็กตรอนไม่เท่ากัน และอิเล็กตรอนแต่ละตัวมีประจุเป็น  $1.60 \times 10^{-19}$  คูโลมบ์ (มิลลิแกนได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ ในปี ค.ศ.1923)



ที่มา: ดัดแปลงจาก Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p40

จากอัตราส่วนประจุต่อมวลของอิเล็กตรอน ( $e/m$ ) เท่ากับ  $1.76 \times 10^8$  คูโลมบ์/กรัม (C/g) และประจุของอิเล็กตรอน ( $e$ ) เท่ากับ  $1.60 \times 10^{-19}$  คูโลมบ์ (C) มวลของอิเล็กตรอนคำนวณได้จาก

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

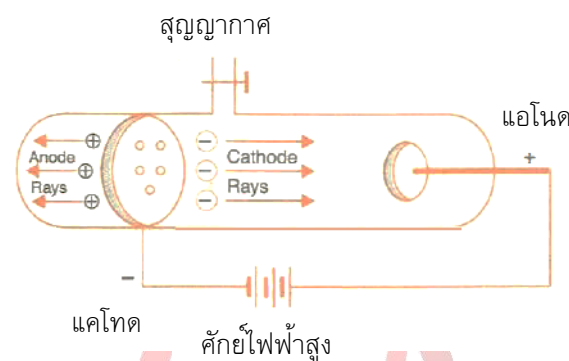
$$\text{ดังนั้น มวลของอิเล็กตรอน} = \frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

เมื่อเทียบกับมวลอะตอม H ซึ่งเป็นอะตอมที่เบาที่สุด พบว่าอิเล็กตรอนมีมวลน้อยกว่าอะตอม H เกือบ 2,000 เท่า แสดงว่าอิเล็กตรอนเบามากและต่อมาพบว่าอิเล็กตรอนมีขนาดเล็กมาก (รัศมีน้อยกว่า  $10^{-13}$  เซนติเมตร)

## การค้นพบโปรตอนและนิวเคลียส

เนื่องจากอะตอมมีสมบัติเป็นกลางทางไฟฟ้า ทำให้นักวิทยาศาสตร์เชื่อว่าจะต้องมีอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าเป็นบวกเป็นองค์ประกอบจำนวนเท่ากับอนุภาคของอิเล็กตรอน ในปี ค.ศ. 1866 โกลด์สไตน์ (Eugen Goldstein) นักฟิสิกส์ชาวเยอรมันสามารถพิสูจน์ให้เห็นว่ามีรังสีหรืออนุภาคที่เป็นประจุบวกเกิดขึ้นพร้อมกันกับรังสีแคโทดในหลอดแก้วที่ใช้ทดลองด้วย

โกลด์สไตน์ได้ตัดแปลงหลอดรังสีแคโทดเล็กน้อยจากที่ทอมสันใช้ โดยเจาะรูเล็กๆ ที่ของแผ่นโลหะทำหน้าที่เป็นขั้วแคโทด (ขั้วลบ) เมื่อผ่านไฟฟ้าที่มีความต่างศักย์ไฟฟ้าสูง จะสังเกตเห็นว่ามีลำแสงพุ่งผ่านรูของขั้วแคโทดไปยังด้านหลังของหลอด เรียกลำแสงนี้ว่ารังสีแอนโนด (anode ray) หรือรังสีแคแนล (canal ray) ดังภาพที่ 1.4 จึงสรุปได้ว่าประจุลบ (อิเล็กตรอน) ที่ปล่อยออกมาจากขั้วแคโทดชนกับอะตอมหรือโมเลกุลแก๊สที่บรรจุอยู่ในหลอด ทำให้โมเลกุลของแก๊สเหล่านี้เกิดการแตกตัวเป็นอนุภาคที่มีประจุบวกออกมาแล้วเคลื่อนที่ไปยังขั้วแคโทด



ภาพที่ 1.4 หลอดรังสีแคโทดที่ดัดแปลงในการทดลองของโกลด์สไตน์

ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://www.chemistry-assignment.com/anode-rays-or-canal-rays>

จากผลการทดลองของโกลด์สไตน์ เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในหลอดจะปรากฏว่าจุดเรืองแสงที่ฉากหลังทั้งสองด้านแสดงว่ารังสีที่ไปกระทบฉากเรืองแสงหลังขั้วแคโทดจะต้องมีประจุบวก จึงมีข้อสงสัยว่าประจุบวกมาจากอะตอมของแก๊สหรืออะตอมของโลหะที่ใช้เป็นขั้ว การทดลองเพื่อหาค่าประจุต่อมวลของรังสีแอนโนด สรุปได้ดังนี้

- 1) เมื่อเปลี่ยนชนิดของแก๊สที่บรรจุในหลอด โดยอุปกรณ์ทดลองเหมือนเดิมทุกอย่าง พบว่าอัตราส่วนประจุต่อมวล ( $e/m$ ) ของรังสีแอนโนดในแต่ละครั้งมีค่าไม่เท่ากัน แสดงว่าค่าอัตราส่วนประจุต่อมวล ( $e/m$ ) ของรังสีแคแนล ขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊ส
- 2) เมื่อเปลี่ยนชนิดโลหะที่ใช้ทำขั้ว โดยอุปกรณ์ทดลองเหมือนเดิมและใช้แก๊สชนิดเดิม พบว่าค่าอัตราส่วนประจุต่อมวล ( $e/m$ ) มีค่าคงที่ทุกครั้ง แสดงว่าอัตราส่วนประจุต่อมวล ( $e/m$ ) ของรังสีแอนโนดไม่ขึ้นอยู่กับชนิดของโลหะที่ใช้ทำขั้วไฟฟ้า

ผลการทดลองของโกลด์สไตน์สรุปได้ว่า อัตราส่วนประจุต่อมวล ( $e/m$ ) ของรังสีแอนโนดขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊สเพียงอย่างเดียว เนื่องจากแก๊สต่างชนิดกันจะมีมวลแตกต่างกัน แสดงว่าอนุภาคประจุบวกที่เกิดขึ้นในหลอดรังสีแคโทด เกิดจากอะตอมของแก๊สเท่านั้น นอกจากนี้ยังพบว่าแก๊ส  $H_2$  จะได้อนุภาคประจุบวกเท่ากับประจุลบ

การค้นพบอิเล็กตรอนซึ่งเป็นอนุภาคที่เป็นประจุลบ (negative charge) และโปรตอนที่มีอนุภาคเป็นประจุบวก (positive charge) ซึ่งสอดคล้องกับความเชื่อของนักวิทยาศาสตร์ที่ยอมรับว่าอะตอมของธาตุในสถานะแก๊สจะมีสมบัติที่เป็นกลางทางไฟฟ้า ดังนั้นจึงสรุปได้ว่าอะตอมต้องมีอนุภาคลบและอนุภาคบวกอย่างละเท่า ๆ กัน

จากอัตราส่วนประจุต่อมวลของแก๊ส  $H_2$  (e/m) เท่ากับ  $9.58 \times 10^4$  คูลอมป์/กรัม (C/g) และประจุของอิเล็กตรอน (e) เท่ากับ  $1.60 \times 10^{-19}$  คูลอมป์ (C) มวลของโปรตอนคำนวณได้จาก

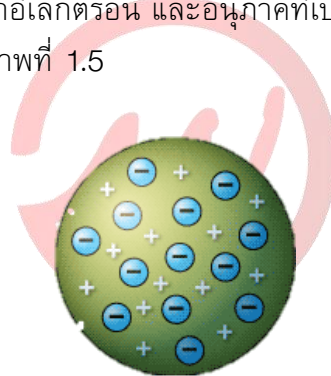
$$\text{มวลของโปรตอน} = \frac{\text{ประจุอิเล็กตรอน}}{\text{ประจุต่อมวลของแก๊สไฮโดรเจน}}$$

ดังนั้น

$$\text{มวลของโปรตอน} = \frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{9.58 \times 10^4 \text{ C/g}} = 1.67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

เมื่อเปรียบเทียบมวลของอะตอม H กับมวลของอิเล็กตรอน พบว่าอะตอม H มีมวลใหญ่กว่าประมาณ 1,840 เท่า

ทอมสันได้เสนอแบบจำลองอะตอมขึ้นเป็นคนแรก กล่าวคือ อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลมประกอบด้วยอนุภาคที่เป็นลบ เรียกว่าอิเล็กตรอน และอนุภาคที่เป็นบวกเรียกว่าโปรตอน อยู่อย่างกระจายกระจายสม่ำเสมอภายในอะตอม ดังภาพที่ 1.5



ภาพที่ 1.5 แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

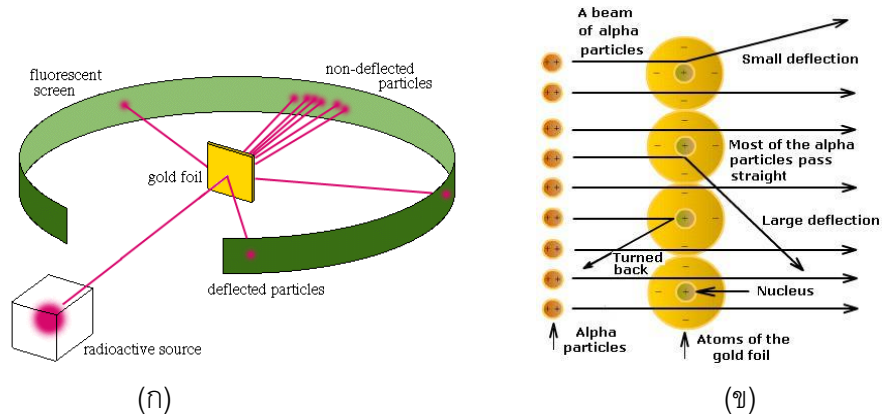
ที่มา: [http://www.nobelprize.org/educational/physics/quantised\\_world/structure-1.html](http://www.nobelprize.org/educational/physics/quantised_world/structure-1.html)

ในปี ค.ศ. 1910 รัทเทอร์ฟอร์ด (Lord Ernest Rutherford) นักฟิสิกส์ชาวนิวซีแลนด์ ทำการทดลองยิงรังสีแอลฟา (alpha particle,  $\alpha$ ) ซึ่งเป็นอนุภาคประจุบวกไปยังแผ่นทองคำที่บางประมาณ 0.4 ไมโครเมตร (ซึ่งหมายความว่าเมื่ออะตอมของทองคำ (Au) ซ้อนกันอยู่ประมาณ 1000 ชั้น) รัทเทอร์ฟอร์ดพบว่ารังสีแอลฟาส่วนใหญ่ทะลุผ่านแผ่นทองคำเป็นเส้นตรง มีรังสีบางส่วนเกิดการหักเหและมีรังสีส่วนน้อยมาก (1 ใน 100,000) เกิดการสะท้อนกลับทางเดิม แสดงในภาพที่ 1.6(ก) ซึ่งจากผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดทำให้ขัดแย้งกับแบบจำลองอะตอมของทอมสัน 2 ประเด็นคือ

1) รังสีแอลฟา ( $\alpha$ -particle) ซึ่งเกิดจากอะตอมฮีเลียม (He) มีประจุเป็นบวกและมีมวลมาก (มากกว่า H ประมาณ 4 เท่า) ควรต้องชนกับโปรตอน (ประจุบวก) ที่อยู่กระจายกระจายภายในอะตอมตามแบบจำลองอะตอมของทอมสัน และควรส่งผลให้รังสีแอลฟาน่าจะเบี่ยงเบนหรือสะท้อนกลับมากกว่าที่จะทะลุผ่านตรงไป แต่จากผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดแสดงให้เห็นว่าอะตอมมีช่องว่างจำนวนมาก จึงทำให้รังสีแอลฟาส่วนใหญ่ทะลุผ่านตรงไปได้



2) รังสีที่เบี่ยงเบนจากแนวเส้นตรงแสดงว่าต้องเฉียดเข้าใกล้อนุภาคประจุบวกในอะตอม และรังสีที่สะท้อนกลับแสดงว่าต้องชนกับอนุภาคประจุบวกซึ่งเป็นประจุที่เหมือนกันในอะตอม จึงเกิดการผลักกันอย่างรุนแรง ดังนั้นอนุภาคประจุบวกในอะตอมน่าจะรวมตัวกันอย่างหนาแน่น



ภาพที่ 1.6 การทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ด (ก) ผลการกระเจิงของรังสีแอลฟา และ (ข) แสดงสมมติฐานองค์ประกอบภายในอะตอม

ที่มา: Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p42

รัทเทอร์ฟอร์ดอธิบายผลการกระเจิงของรังสีแอลฟา จากการพุ่งชนอะตอมทองคำในแผ่นทองคำ ว่าบริเวณใจกลางอะตอมน่าจะเป็นที่รวมของอนุภาคประจุบวก (โปรตอน) จึงมีความหนาแน่นมาก ส่งให้รังสีแอลฟาเบี่ยงเบนหรือสะท้อนกลับเมื่อเฉียดเข้าใกล้หรือชน ส่วนบริเวณรอบนอกจะเป็นอนุภาคประจุลบ (อิเล็กตรอน) โดยในอะตอมอนุภาคประจุบวกและอนุภาคประจุลบจะมีจำนวนเท่ากัน จากการทดลองพบว่ารังสีแอลฟา 1 ใน 100,000 อนุภาค เบี่ยงเบนออกไปเป็นมุมใหญ่กว่า  $90^\circ$  ทั้งนี้เนื่องจากเมื่อรังสีแอลฟาเข้าใกล้นิวเคลียสจะมีแรงผลักระหว่างประจุบวกค่อนข้างสูง มุมที่เบี่ยงเบนไปจึงกว้างและถ้าอนุภาคพุ่งตรงเข้าหานิวเคลียสจะมีแรงผลักอย่างแรง ทำให้รังสีมีทิศทางสะท้อนกลับ ดังภาพที่ 1.6(ข)

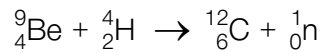
รัทเทอร์ฟอร์ดได้เสนอว่า ภายในอะตอมส่วนใหญ่จะเป็นที่ว่าง ซึ่งเป็นที่อยู่ของอิเล็กตรอน และประจุบวกทั้งหมดรวมกันอยู่ที่ตรงกลางอะตอม เรียกว่านิวเคลียส

### การค้นพบนิวตรอน

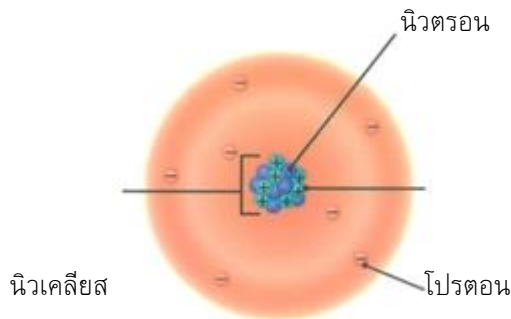
รัทเทอร์ฟอร์ดสามารถอธิบายที่อยู่ของโปรตอนที่เรียกว่านิวเคลียส แต่พบข้อสงสัยอีกประการหนึ่งคืออะตอม H ซึ่งเป็นอะตอมที่เล็กที่สุด มีโปรตอนจำนวน 1 โปรตอน และอะตอม He มี 2 โปรตอน ดังนั้นอัตราส่วนระหว่างมวลของ He ต่อ H ควรเท่ากับ 2:1 (เพราะว่าอิเล็กตรอนเบากว่าโปรตอนมาก จึงไม่นำมาพิจารณา) แต่ในความเป็นจริงอัตราส่วนระหว่างมวลของ He ต่อ H เป็น 4:1 รัทเทอร์ฟอร์ดจึงเสนอว่าจะต้องมีอนุภาคชนิดอื่นอีกที่ไม่มีประจุรวมอยู่ในนิวเคลียส

ในปี ค.ศ.1932 แชดวิก (James Chadwick) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษได้ทำการทดลองยิงรังสีแอลฟาไปยังแผ่นเบริลเลียม (Be) บางๆ พบว่าแผ่นโลหะ Be จะปล่อยรังสีบางชนิดที่มีอำนาจทะลุทะลวงได้ดี และมีพลังงานสูงคล้ายรังสีแกมมา (gamma ray) ในการทดลองต่อๆ มาสามารถสรุปได้ว่ารังสีนั้นประกอบด้วยอนุภาคที่เป็นกลางทางไฟฟ้า (ไม่มีประจุ) มีมวลมากกว่ามวลของโปรตอนเล็กน้อย และเมื่อ

เปลี่ยนชนิดโลหะจากเบริลเลียมเป็นธาตุโลหะอื่นๆ พบว่ามีอนุภาคไม่มีประจุ ( ${}^1_0n$ ) เกิดขึ้นเช่นเดียวกับโลหะเบริลเลียมทุกครั้ง เรียกอนุภาคที่ไม่มีประจุว่า นิวตรอน (neutron)



แซตวิกได้แสดงให้เห็นว่าอนุภาคนี้เป็นกลางทางไฟฟ้าด้วยตัวมันเอง ไม่ได้เกิดจากการจับคู่กันระหว่างโปรตอนและอิเล็กตรอนแต่อย่างใด การค้นพบอนุภาคนิวตรอนในอะตอมทำให้ แซตวิกได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี ค.ศ.1935 และการค้นพบนิวตรอนทำให้โครงสร้างอะตอมที่เคยเสนอมาก่อนหน้านี้ไม่ถูกต้อง เพราะไม่มีการระบอนุภาคนิวตรอนในโครงสร้างอะตอมเลย รัทเทอร์ฟอร์ดเสนอแบบจำลองอะตอมใหม่ที่ว่าในอะตอมนั้นมีโปรตอนและนิวตรอนรวมอยู่ด้วยกันเป็นนิวเคลียสและมีอิเล็กตรอนที่มีขนาดเล็กมากเคลื่อนที่กระจายอยู่เป็นกลุ่มรอบๆ นิวเคลียส ดังแสดงในภาพที่ 1.7



ภาพที่ 1.7 แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดที่ในนิวเคลียสประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน  
ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://2011period7group3.wikispaces.com/Ernest+Rutherford>

อะตอมประกอบด้วยอนุภาคมูลฐาน 3 ชนิดประกอบด้วย อิเล็กตรอน (e) โปรตอน (p) และนิวตรอน (n) โดยอะตอมมีมวลน้อยมาก เนื่องจากอนุภาคมูลฐานที่อยู่ในอะตอมมีขนาดเล็กและมีมวลน้อยมาก ดังแสดงในตารางที่ 1.1 โดยบริเวณใจกลางเป็นนิวเคลียสที่มีความหนาแน่นสูง เนื่องจากภายในมีโปรตอนและนิวตรอนมีมวลเกือบเท่ามวลของอะตอม ส่วนรอบๆ นิวเคลียส จะมีอิเล็กตรอนโคจรรอบๆ โดยนิวเคลียสมีขนาดเส้นผ่านศูนย์กลางประมาณ  $10^{-13}$  เซนติเมตร ขณะที่อะตอมมีเส้นผ่านศูนย์กลางมีขนาด  $10^{-8}$  เซนติเมตร ในเวลาต่อมาได้มีการกำหนดหน่วยมวลอะตอม (atomic mass unit, amu) ขึ้นมาใช้ โดยกำหนดให้  $1.66054 \times 10^{-24}$  กรัม เท่ากับ 1 amu หรือ 1 Dalton (D) เพื่อเป็นเกียรติแก่ดอลตัน

ตารางที่ 1.1 มวลและประจุของอนุภาคมูลฐานในอะตอม

อนุภาค	มวล (กรัม)	มวล (amu)	ประจุ (คูลอมบ์)	ประจุ
อิเล็กตรอน	$9.10 \times 10^{-28}$	0.0005486	$1.60 \times 10^{-19}$	-1
โปรตอน	$1.67 \times 10^{-24}$	1.007276	$1.60 \times 10^{-19}$	+1
นิวตรอน	$1.67 \times 10^{-24}$	1.008665	0	0



### 1.1.2 ทฤษฎีควอนตัม

แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดแม้จะได้รับการยอมรับกันว่าใกล้เคียงความเป็นจริง แต่ไม่สามารถอธิบายข้อสงสัย 2 ประการได้ คือ

1) เพราะเหตุใดโปรตอน (ประจุไฟฟ้าบวก) จึงรวมอยู่ด้วยกันในนิวเคลียสได้ ซึ่งควรเกิดแรงผลักกัน เพราะมีประจุไฟฟ้าเหมือนกัน

2) เพราะเหตุใดอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสได้อย่างสม่ำเสมอและระยะห่างของการเคลื่อนที่เท่าเดิม โดยไม่สูญเสียพลังงานหรือถูกดูดเข้าใกล้นิวเคลียส เพราะทฤษฎีพลศาสตร์ไฟฟ้าแบบดั้งเดิมเชื่อว่าอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่เป็นวงกลมจะเปล่งรังสีแม่เหล็กไฟฟ้า ความถี่ของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าขึ้นกับจำนวนรอบของการหมุนต่อวินาที ดังนั้นการเปล่งรังสีเป็นการสูญเสียพลังงาน ควรส่งผลให้รัศมีวงโคจรรอบนิวเคลียสลดลง ประกอบกับนิวเคลียสมีความเป็นประจุบวกอย่างหนาแน่น

ในปี ค.ศ.1900 พลังค์ (Max Planck) นักฟิสิกส์ชาวเยอรมัน ได้เสนอทฤษฎีที่อธิบายถึงการเปล่งรังสีออกจากวัตถุดำ เมื่อให้ความร้อนมากๆ แก้ววัตถุ วัตถุจะเปลี่ยนสี ชนิดของรังสีที่เปล่งออกมาและความเข้มของรังสีที่เปล่งออกมาขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ พลังค์เสนอแนวคิดใหม่โดยขัดแย้งกับทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้าแบบดั้งเดิมโดยสิ้นเชิง โดยเสนอว่าอะตอมหรือโมเลกุลสามารถเปล่งพลังงานได้เฉพาะบางค่าเท่านั้น และพลังงานของรังสีที่เปล่งออกมามีลักษณะคล้ายกับเป็นกลุ่มก้อน ซึ่งประกอบด้วยหน่วยปริมาณจำเพาะที่เรียกว่า ควอนตัม (quantized) การเปลี่ยนแปลงพลังงานของอะตอมเกิดขึ้นเมื่ออะตอมดูดกลืนหรือเปล่งพลังงานเป็นกลุ่มก้อน (packet) ซึ่งกลุ่มก้อนพลังงานดังกล่าว เรียกว่า ควอนตัม (quantum) ซึ่งขนาดของควอนตัมขึ้นกับความถี่ของรังสี ( $\nu$ ) พลังงานของแต่ละควอนตัม ( $E$ ) จะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความถี่ ( $\nu$ ) ดังสมการ

$$E = nh\nu \quad \dots(1.1)$$

เมื่อ  $E =$  พลังงานควอนตัมแสง (J)

$n =$  ค่าคงที่เป็นเลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3

$h =$  ค่าคงที่ของพลังค์ ( $6.626 \times 10^{-34}$  J/s)

$\nu =$  ความถี่คลื่นแสง (Hz)

จากทฤษฎีควอนตัมของพลังค์ (สมการ 1.1) พลังงานที่จะเปล่งออกมามีค่าเป็นจำนวนเท่าของ  $h\nu$  เสมอ (เช่น  $h\nu$ ,  $2h\nu$ ,  $3h\nu$ ) หรือมีค่าอย่างต่ำเท่ากับ  $h\nu$  ซึ่งแสดงถึงระดับพลังงานของอนุภาคที่เปล่งรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าออกมา

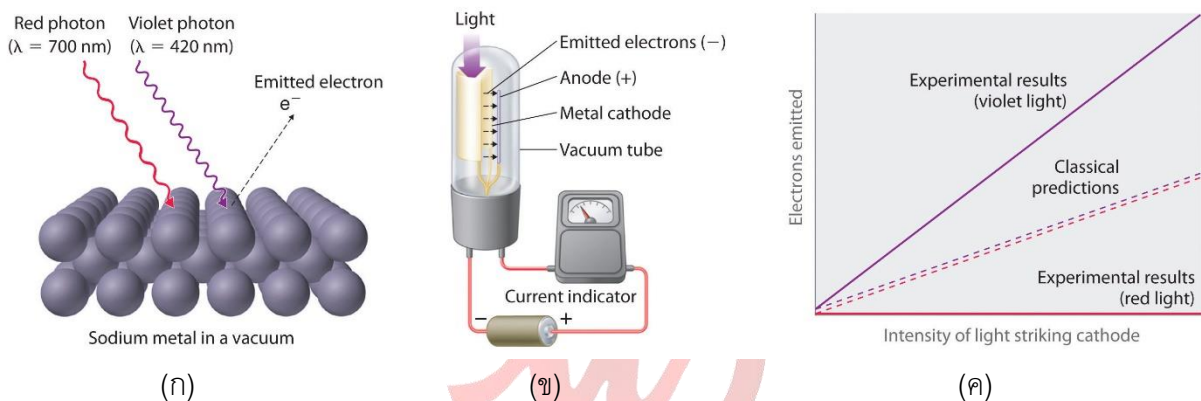
### ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก

ในปี ค.ศ.1887 เฮิร์ตซ์ (Heinrich Hertz) พบว่าเมื่อฉายแสงอัลตราไวโอเล็ต (ultraviolet) ไปยังขั้วไฟฟ้าซึ่งอยู่ในวงจรจะมีประจุไฟฟ้าหลุดออกมา ต่อมา ฮอลล์วอชส์ (Wilhelm Hallwachs) พบว่าเมื่อมีแสงหรือคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าความถี่สูงตกกระทบผิวโลหะ จะมีอิเล็กตรอนหลุดออกจากผิวโลหะ ปรากฏการณ์ดังกล่าวนี้เรียกว่า ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก (photoelectric effect) และเรียกอิเล็กตรอนอิสระที่หลุดออกจากผิวโลหะว่า โฟโตอิเล็กตรอน (photoelectron)

ทฤษฎีฟิสิกส์ดั้งเดิมทำนายว่าจำนวนอิเล็กตรอนที่หลุดออกจากผิวโลหะและพลังงานจลน์ของอิเล็กตรอนเหล่านั้นขึ้นอยู่กับความเข้มของแสงเท่านั้น โดยไม่ขึ้นกับความถี่ของแสง แต่ความเป็นจริงพบว่าโลหะแต่ละชนิดมีสมบัติเฉพาะของความถี่ขีดเริ่ม (threshold frequency) ที่พอเหมาะกับการเกิดโฟโตอิเล็กตรอนได้ สรุปได้ดังนี้

1) เมื่อแสงที่มีความถี่ต่ำกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ แม้จะมีความเข้มมากเพียงใดก็ตาม จะไม่เกิดโฟโตอิเล็กตรอนขึ้น เช่นในกรณีของโฟตอนที่มีความยาวคลื่น 700 nm ดังภาพที่ 1.8(ก) แต่ถ้าแสงที่มีความถี่สูงกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ เช่น ในกรณีของโฟตอนที่มีความยาวคลื่น 400 nm จะเกิดโฟโตอิเล็กตรอนขึ้น ดังภาพที่ 1.8(ก)

2) ในการศึกษาโฟโตอิเล็กทริกเซลล์ ดังภาพที่ 1.8(ข) พบว่าแสงที่มีความถี่สูงกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ จำนวนอิเล็กตรอนที่หลุดออกจากผิวโลหะจะเป็นสัดส่วนกับความเข้มของแสง และพลังงานจลน์ของโฟโตอิเล็กตรอนจะเป็นสัดส่วนกับความถี่ของแสง ดังภาพที่ 1.8(ค)



ภาพที่ 1.8 ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก (ก) แสดงพลังงานโฟตอนตกกระทบผิวโลหะ

(ข) โฟโตอิเล็กทริกเซลล์ และ (ค) ความสัมพันธ์ระหว่างโฟโตอิเล็กตรอนกับความเข้มของแสง

ที่มา: Averil, Principles of General Chemistry. (Online).

ในปี ค.ศ.1905 ไอน์สไตน์ (Albert Einstein) ได้ใช้ทฤษฎีควอนตัมของพลังค์อธิบายปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก โดยแสงที่ตกกระทบกับผิวโลหะแล้วทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกไปได้นั้น ซึ่งโลหะแต่ละชนิดต้องการพลังงานเฉพาะตัวค่าหนึ่งซึ่งพอที่จะทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกไปได้ ไอน์สไตน์อธิบายปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริกโดยคิดว่าพลังงานหรือแสงที่ตกกระทบผิวโลหะนั้นมีลักษณะเป็นกลุ่มอนุภาคขนาดเล็กที่เรียกว่า โฟตอน (photon) โดยโฟตอน 1 ตัวมีพลังงานเท่ากับ  $h\nu$  หรือ 1 ควอนตัม) เมื่อโฟตอนตกกระทบผิวโลหะจะถ่ายพลังงานให้กับอิเล็กตรอนของโลหะ โดยพลังงานส่วนหนึ่งจะใช้ในการดึงอิเล็กตรอนแยกหลุดจากผิวโลหะ และพลังงานอีกส่วนจะกลายเป็นพลังงานจลน์ที่ทำให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ออกไป พลังงานของโฟตอนสามารถหาได้จาก

$$h\nu = BE + KE \quad \text{.....(1.2)}$$

เมื่อ  $h\nu$  = พลังงานของโฟตอน

$BE$  = พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะ

$KE$  = พลังงานจลน์ ( $=\frac{1}{2}mv^2$ )

จากสมการ (1.2) พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะ กล่าวเป็นพลังงานยึดเหนี่ยว (binding energy) ของอิเล็กตรอนในโลหะ ขึ้นอยู่กับความถี่ขีดเริ่มที่เป็นความถี่ต่ำที่สุดที่สามารถดึงอิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมได้

$$BE = hv_0 \quad \text{.....(1.3)}$$

เมื่อ  $h$  = ค่าคงที่ของพลังค์ ( $6.626 \times 10^{-34}$  J/s)  
 $v_0$  = ความถี่ขีดเริ่ม

แทน  $hv_0$  ลงในสมการ (1.2) จะได้

$$hv = hv_0 + \frac{1}{2}mv^2 \quad \text{.....(1.4)}$$

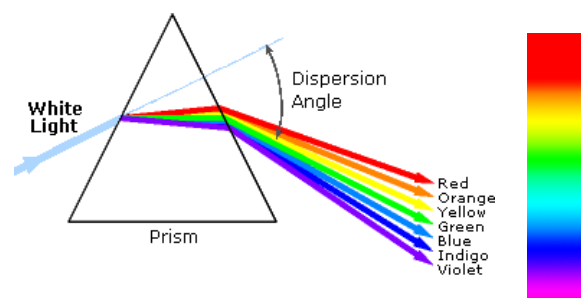
$$\frac{1}{2}mv^2 = h(v - v_0) \quad \text{.....(1.5)}$$

เมื่อ  $m$  = มวลของอิเล็กตรอน  
 $v$  = ความถี่คลื่นแสง (Hz)

จากสมการ (1.5) พลังงานจลน์ที่ทำให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ออกจากอะตอมโลหะ ขึ้นอยู่กับผลต่างระหว่างความถี่คลื่นแสงเริ่มต้นและความถี่ขีดเริ่ม

### สเปกตรัมอะตอม

เมื่อให้แสงสีขาวผ่านช่องเล็กๆ (slit) แล้วให้ผ่านปริซึมจะปรากฏเป็นแถบแสงของสีรุ้งบนฉาก (ม่วงคราม น้ำเงิน เขียว เหลือง ส้ม และแดง) ดังภาพที่ 1.9 แถบแสงที่เกิดขึ้นเรียกว่า สเปกตรัมแสงที่มองเห็นได้ (visible spectrum) สเปกตรัมประเภทนี้จัดเป็น สเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง (continuous spectrum)

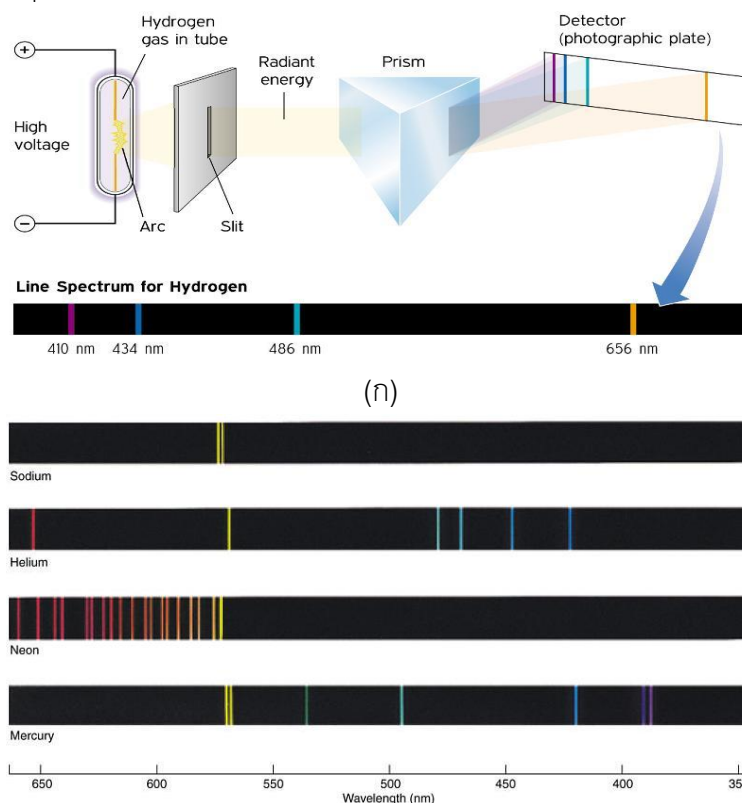


ภาพที่ 1.9 การเกิดสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง

ที่มา: <http://www2.chemistry.msu.edu/faculty/reusch/VirtTxtJml/Spectrpy/UV-Vis/spectrum.htm>

ถ้าแสงที่เกิดจากการเปล่งรังสีจากอะตอมของธาตุในหลอดปล่อยประจุ (discharge tube) สเปกตรัมที่ได้จะไม่ใช่เป็นสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง เช่นแสงที่เปล่งจากหลอดปล่อยประจุที่บรรจุแก๊ส H จะปรากฏเป็นเส้นๆ บนฉากรับภาพ ดังแสดงในภาพที่ 1.10(ก) เรียกสเปกตรัมประเภทนี้ว่า สเปกตรัมเส้น

(line spectrum) หรือ สเปกตรัมอะตอม (atomic spectrum) โดยที่สเปกตรัมอะตอมจะเป็นสมบัติเฉพาะของธาตุแต่ละธาตุ ธาตุต่างชนิดกันจะมีสเปกตรัมอะตอมที่แตกต่างกัน ดังแสดงในภาพที่ 1.10(ข)



(ก)

(ข)

ภาพที่ 1.10 สเปกตรัมอะตอม (ก) ไฮโดรเจน และ (ข) โซเดียม ฮีเลียม นีออน และปรอท  
ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p223

แก๊ส  $H_2$  เปล่งแสงมองเห็นได้คือสีม่วง ( $\lambda=410$  nm), สีน้ำเงิน ( $\lambda=434$  nm), สีเขียว ( $\lambda=486$  nm) และสีแดง ( $\lambda=656$  nm) ดังภาพที่ 1.10 (ก) เนื่องจากอิเล็กตรอนที่อยู่รอบอะตอมของแก๊ส  $H_2$  ได้รับพลังงานสูง อิเล็กตรอนเหล่านี้จึงถูกกระตุ้นโดยเปลี่ยนจากสถานะพื้น (ground state) ไปยังสถานะกระตุ้น (excited state) และเมื่ออิเล็กตรอนกลับคืนสู่สถานะพื้นจึงคายพลังงานส่วนที่เกินออกมาในรูปของรังสีที่ปรากฏบนฉากรับภาพเป็นเส้น ลักษณะการคายพลังงานออกมาว่าเป็นเส้นสว่าง เรียกอีกอย่างว่า สเปกตรัมเปล่งออก (emission spectrum) ซึ่งธาตุแต่ละชนิดจะมีลักษณะสเปกตรัมอะตอมที่มีลักษณะเฉพาะตัว ดังนั้นจึงกล่าวได้ว่าสเปกตรัมอะตอมเป็นสมบัติเฉพาะของแต่ละธาตุ โดยธาตุต่างชนิดกันจะปรากฏความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่างกัน

ตัวอย่างสเปกตรัมอะตอม H ที่แสดงในภาพที่ 1.10(ก) เป็นสเปกตรัมที่ปรากฏในย่านแสงที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า หรือย่านวิสิเบิล (visible) อย่างไรก็ตาม อะตอม H ยังสามารถเปล่งแสงในย่านอินฟราเรด (infrared) และย่านอัลตราไวโอเล็ต (ultraviolet) ได้ด้วย แต่ในย่านทั้งสองนี้ไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่า

ในปี ค.ศ.1885 บัลเมอร์ (Johann Jakob Balmer) นักฟิสิกส์ชาวสวิสได้เสนอสมการเพื่อใช้คำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่างๆ ของแก๊ส  $H_2$  ที่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่า (สีแดง สีเขียว และสีน้ำเงิน)

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \dots(1.6)$$

เมื่อ  $\bar{\nu}$  = เลขคลื่น

$\lambda$  = ความยาวคลื่น (nm)

R = ค่าคงที่ของริดเบิร์ก ( $109,678 \text{ cm}^{-1}$ )

n = เลขจำนวนเต็ม ซึ่งมีค่าตั้งแต่ 3, 4, 5, 6, ... $\infty$

จากการแทนค่า n ในสมการ (1.6) สามารถคำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่างๆ ในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า เช่น ถ้า n=3

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 109,678 \text{ cm}^{-1} \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right)$$

$$\bar{\nu} = 15,233 \text{ cm}^{-1}$$

หรือคำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอม เมื่อ n=3 จากสมการ (1.6) จะได้

$$\lambda = \frac{1}{109,678 \text{ cm}^{-1} \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right)}$$

$$\lambda = 6.565 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

$$= 656.5 \text{ nm}$$

หมายเหตุ 1 nm =  $10^{-9}$  m

อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมของ H และย่านความยาวคลื่นที่สเปกตรัมอะตอมของ H แสดงในตารางที่ 1.2 เห็นได้ว่าอนุกรมบัลเมอร์ จะปรากฏในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า ดังภาพที่ 1.11 ซึ่งสอดคล้องกับการคำนวณตามสมการ (1.6) ดังนี้

เมื่อ n = 3  $\lambda = 656.5 \text{ nm}$

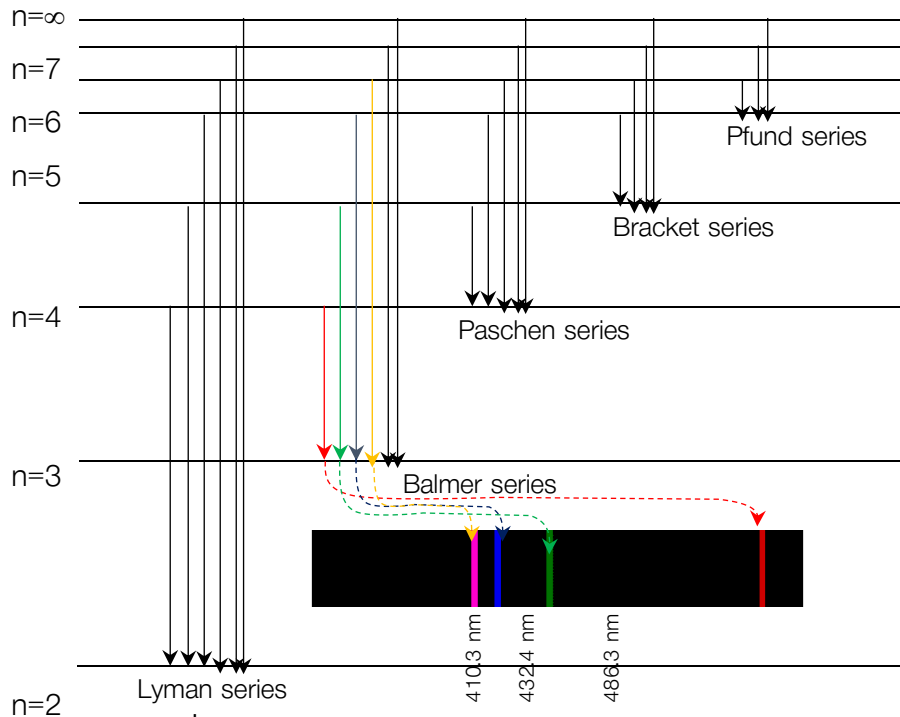
n = 4  $\lambda = 486.3 \text{ nm}$

n = 5  $\lambda = 432.4 \text{ nm}$

n = 6  $\lambda = 410.3 \text{ nm}$

ตารางที่ 1.2 อนุกรมเส้นของสเปกตรัมอะตอมของไฮโดรเจน

อนุกรม	$n_a$	$n_b$	ย่านความยาวคลื่น
ไลแมน	1	2, 3, 4, 5, 6, ... $\infty$	อัลตราไวโอเล็ต
บัลเมอร์	2	3, 4, 5, 6, 7, ... $\infty$	ที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า
พาสเชน	3	4, 5, 6, 7, 8, ... $\infty$	อินฟราเรด
แบรกกิต	4	5, 6, 7, 8, 9, ... $\infty$	อินฟราเรด
พังก์	5	6, 7, 8, 9, 10, ... $\infty$	อินฟราเรด



ภาพที่ 1.11 อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมของอะตอมไฮโดรเจน  
ที่มา: ดัดแปลงจาก Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p288

### แบบจำลองอะตอมของโบร์

ในปี ค.ศ.1913 โบร์ (Neil Bohr) นักฟิสิกส์ชาวเดนมาร์ก ได้เสนอแบบจำลองอะตอม H ขึ้นมาใหม่ โดยขยายความคิดแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด อาศัยแนวความคิดเกี่ยวกับสเปกตรัมอะตอมและทฤษฎีควอนตัมของพลังค์ โบร์เสนอเกี่ยวกับการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนที่เป็นวงโคจรรอบนิวเคลียสและการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอิเล็กตรอนของอะตอม H โดยมีสมมติฐาน 3 ประการ ดังนี้

1) ระดับพลังงานของอะตอม H ที่สถานะพื้น เรียกว่า สถานะคงที่ (stationary state) ซึ่งสถานะดังกล่าวจะเป็นตัวกำหนดวงโคจรของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส เมื่อระดับพลังงานยิ่งสูงขึ้น ระยะห่างของการโคจรจะไกลขึ้นด้วย ดังนั้นอิเล็กตรอนจึงโคจรรอบนิวเคลียสเป็นวงกลมโดยไม่มีการสูญเสียพลังงานแต่อย่างใด ด้วยเหตุนี้อิเล็กตรอนจึงไม่ร่วงเข้าไปใกล้หรือชนกับนิวเคลียส โมเมนตัมเชิงมุม (angular momentum

) ของวงโคจรจะมีค่าเป็นจำนวนเต็มเท่าของ  $\frac{nh}{2\pi}$  ซึ่งเขียนได้ว่า

$$L = mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad \dots(1.8)$$

เมื่อ  $L$  = โมเมนตัมเชิงมุม

$m$  = มวลของอิเล็กตรอน

$v$  = ความเร็ว

$r$  = รัศมีของวงโคจร

$n$  = เลขควอนตัมหลัก (เลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3,...)

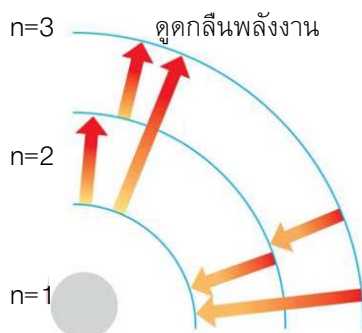
$h$  = ค่าคงที่ของพลังค์ ( $6.626 \times 10^{-34}$  J/s)



2) ขณะที่อิเล็กตรอนโคจรอยู่ในระดับพลังงานคงที่ (สถานะคงที่) อะตอมจะไม่มีเปล่งรังสีหรือคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าใดๆ ออกมา

3) เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานในปริมาณที่เหมาะสมค่าหนึ่ง อิเล็กตรอนสามารถเปลี่ยนระดับพลังงานวงโคจรจากสถานะคงที่ไปยังวงโคจรอีกระดับหนึ่ง (สูงกว่าหรือต่ำกว่าเดิม) สถานะคงที่ใหม่นี้เป็นสถานะที่ไม่เสถียร อิเล็กตรอนจะกลับมาอยู่ในระดับพลังงานสถานะคงที่เดิม การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนเกิดขึ้นได้ทั้งการดูดกลืนโฟตอน (absorption) หรือการปลดปล่อยโฟตอน (emission) โดยที่พลังงานโฟตอนจะเท่ากับค่าพลังงานที่แตกต่างกันของพลังงานของวงโคจรทั้งสองสถานะ

โดยอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนวงโคจรจากวงในไปสู่วงนอกจะได้รับพลังงานจากภายนอกเข้าไปกระตุ้น (จึงเป็นการดูดพลังงาน) ในทางกลับกันอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนวงโคจรจากวงนอกเข้ามาสู่วงในจะคายพลังงานออกมา (จึงเป็นการคายพลังงาน) ดังภาพที่ 1.12 สถานะคงที่ของอิเล็กตรอนก่อนที่จะมีการเปลี่ยนแปลงวงโคจร เรียกว่า สถานะพื้น (ground state) และเรียกสถานะที่มีการเปลี่ยนแปลงวงโคจรว่า สถานะกระตุ้น (excited state)



ภาพที่ 1.12 การเปลี่ยนแปลงพลังงานของอิเล็กตรอนเมื่อมีการเปลี่ยนวงโคจร

การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนไม่จำเป็นต้องเปลี่ยนไปยังระดับพลังงานที่อยู่ติดกัน อาจมีการเปลี่ยนข้ามระดับพลังงานได้ขึ้นกับปริมาณพลังงานโฟตอนที่ได้รับ

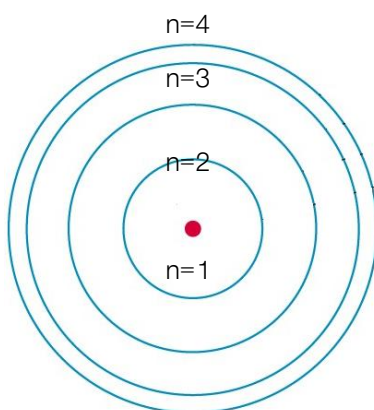
โบร์ได้เสนอแบบจำลองของอะตอม H โดยสามารถอธิบายพฤติกรรมของอิเล็กตรอนและสามารถคำนวณระดับพลังงานต่างๆ ทำให้สามารถอธิบายการเกิดสเปกตรัมอะตอมของ H ได้เป็นอย่างดี แบบจำลองอะตอมของโบร์ สรุปได้คือ อะตอมประกอบนิวเคลียสที่มีประจุไฟฟ้าบวกและมีอิเล็กตรอนโคจรอยู่รอบๆ นิวเคลียส โดยอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวงคล้ายกับวงโคจรของดาวเคราะห์รอบดวงอาทิตย์ ดังภาพที่ 1.13 แต่ละวงจะมีระดับพลังงานเฉพาะตัว ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสที่สุด จะมีพลังงานต่ำที่สุด เรียกว่าระดับ K (K-shell) และระดับพลังงานที่อยู่ถัดออกไปเรียกเป็น L, M, N, ... ตามลำดับ ต่อมาได้มีการใช้ตัวเลขแสดงระดับพลังงานของวงโคจรอิเล็กตรอน คือ

$n = 1$  หมายถึงระดับพลังงานที่ 1 หรือ เซลล์ K

$n = 2$  หมายถึงระดับพลังงานที่ 2 หรือ เซลล์ L

$n = 3$  หมายถึงระดับพลังงานที่ 3 หรือ เซลล์ M

$n = 4$  หมายถึงระดับพลังงานที่ 4 หรือ เซลล์ N



ภาพที่ 1.13 แบบจำลองอะตอมของโบร์

### เลขควอนตัม

เลขควอนตัม (quantum number) เป็นค่าได้จากการแก้สมการชเรอดิงเงอร์เพื่อหาค่าพลังงานและบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนในสามมิติ เลขควอนตัม 3 ชนิดแรกคือ เลขควอนตัมหลัก เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม และเลขควอนตัมแม่เหล็ก จะสัมพันธ์กันอย่างต่อเนื่อง เลขควอนตัมเหล่านี้ใช้บอกระดับพลังงาน ขนาด รูปร่างและทิศทางของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่อิเล็กตรอนครอบครองอยู่ในออร์บิทัลนั้นๆ ส่วนเลขควอนตัมชนิดที่ 4 คือเลขควอนตัมสปิน ซึ่งใช้ระบุพฤติกรรมของอิเล็กตรอนหนึ่งๆ ที่ครอบครองในออร์บิทัล เลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิดประกอบด้วย

1) เลขควอนตัมหลัก (principal quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์  $n$  เป็นเลขที่แสดงระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอน (หรือเรียกว่าเชลล์) โดย  $n$  มีค่าเป็นจำนวนเต็ม 1, 2, 3,... (โดย  $n$  ตรงกับระดับพลังงาน  $n$  ในทฤษฎีของโบร์) โดยถ้า  $n$  เท่ากับ 1 ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนมีเพียง 1 ระดับ อิเล็กตรอนจะอยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุดและมีค่าพลังงานต่ำที่สุด ซึ่งสอดคล้องกับทฤษฎีของโบร์ แต่ถ้า  $n$  ยิ่งมีค่ามาก ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนมีหลายระดับ อิเล็กตรอนจะอยู่ในระดับพลังงานสูงขึ้น จะอยู่ห่างจากนิวเคลียสมากขึ้นและมีค่าพลังงานสูงขึ้นตามลำดับ ระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอนเขียนแทนด้วยตัวอักษร K, L, M และ N ดังแสดงในตารางที่ 1.3

ตารางที่ 1.3 เลขควอนตัมหลักและชื่อเรียกเชลล์

เลขควอนตัมหลัก ( $n$ )	ระดับพลังงานหลัก( $n$ )	ชื่อเรียกเชลล์
1	1	K
2	2	L
3	3	M
4	4	N

2) เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (angular momentum quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์  $l$  จะบอกถึงโมเมนตัมเชิงมุมในการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส ถ้า  $l$  มีค่าสูงแสดงว่า อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ด้วยโมเมนตัมเชิงมุมสูงและมีพลังงานสูง

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุมยังบอกรูปร่างของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่อิเล็กตรอนนั้นครอบครองอยู่ ค่า  $l$  ขึ้นกับเลขควอนตัมหลัก  $n$  ดังนี้

$l$  เป็นจำนวนเต็ม มีจำนวนตั้งแต่ 0, 1, 2, ..... ถึง  $(n-1)$  กล่าวคือ

ถ้า  $n = 1$   $l$  จะมี 1 ค่า คือ 0

ถ้า  $n = 2$   $l$  จะมี 2 ค่า คือ 0 และ 1

ถ้า  $n = 3$   $l$  จะมี 3 ค่า คือ 0, 1 และ 2

ถ้า  $n = n$   $l$  จะมี  $n$  ค่า คือ 0, 1, 2, 3,..... และ  $(n-1)$

ค่า  $l$  มักระบุเป็นตัวอักษรแทนชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอม ดังนี้

$l = 0$  ตรงกับระดับย่อย s เรียกว่า ออร์บิทัล-s

$l = 1$  ตรงกับระดับย่อย p เรียกว่า ออร์บิทัล-p

$l = 2$  ตรงกับระดับย่อย d เรียกว่า ออร์บิทัล-d

$l = 3$  ตรงกับระดับย่อย f เรียกว่า ออร์บิทัล-f

ตารางที่ 1.4 ชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

$n$	ค่า $l$	ชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอม
1	0	s
2	0	s
	1	p
3	0	s
	1	p
	2	d
4	0	s
	1	p
	2	d
	3	f

3) เลขควอนตัมแม่เหล็ก (magnetic quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์  $m_l$  จะบอกถึงจำนวนและการจัดทิศทางของออร์บิทัลเชิงอะตอมเมื่ออะตอมอยู่ในสนามแม่เหล็ก ค่า  $m_l$  ที่เป็นไปได้จะขึ้นกับค่าของเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม ( $l$ ) โดยแต่ละ  $l$  จะมี  $m_l$  เป็นจำนวนเท่ากับ  $2l+1$  และมีค่าอยู่ระหว่าง  $+l$  ถึง  $-l$  ดังนี้

$$-l, (-l+1), \dots, 0, \dots, (l-1), +l$$

ถ้า  $l = 0$  ค่า  $m_l$  มีได้  $(2 \times 0) + 1 = 1$  ค่า ก็คือ 0 ดังนั้น ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 1 แบบ

$l = 1$  ค่า  $m_l$  มีได้  $(2 \times 1) + 1 = 3$  ค่า ก็คือ -1, 0, +1 ดังนั้น ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 3 แบบ

$l = 2$  ค่า  $m_l$  มีได้  $(2 \times 2) + 1 = 5$  ค่า ก็คือ -2, -1, 0, +1, +2 ดังนั้น ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 5

แบบ

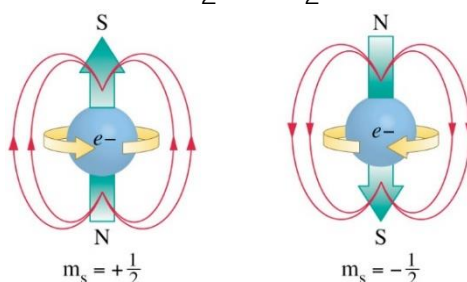
$l = 3$  ค่า  $m_l$  มีได้  $(2 \times 3) + 1 = 7$  ค่า ก็คือ  $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$  ดังนั้น ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 7 แบบ

ตารางที่ 1.5 เลขควอนตัมและชนิดออร์บิทัลเชิงอะตอม

$n$	$l=n-1$	ออร์บิทัล	$m_l=2l+1$	ชนิดออร์บิทัลเชิงอะตอม
1	0	1s	1	1s
2	0	2s	1	2s
	1	2p	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$
3	0	3s	1	3s
	1	3p	3	$3p_x, 3p_y, 3p_z$
	2	3d	5	$3d_{xy}, 3d_{xz}, 3d_{yz}, 3d_{x^2-y^2}, 3d_{z^2}$
4	0	4s	1	4s
	1	4p	3	$4p_x, 4p_y, 4p_z$
	2	4d	5	$4d_{xy}, 4d_{xz}, 4d_{yz}, 4d_{x^2-y^2}, 4d_{z^2}$
	3	4f	7	$4f_{5z^3-3zr^2}, 4f_{5xz^2-xr^2}, 4f_{5yz^3-yr^2}, 4f_{y^3-3yr^2}, 4f_{x^3-3xy^2},$ $4f_{xyz}, 4f_{zx^2-zy^2}$

4) เลขควอนตัมสปิน (spin quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์  $m_s$  ตามทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า ประจุที่หมุนจะก่อให้เกิดสนามแม่เหล็กขึ้น การที่อิเล็กตรอนเป็นอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าเป็นลบ เมื่ออิเล็กตรอนเคลื่อนที่จะหมุนรอบแกนตัวเอง ทำให้อิเล็กตรอนเหมือนแม่เหล็กแท่งเล็กๆ ซึ่งอิเล็กตรอนหมุนรอบตัวเองได้ 2 แบบ คือ หมุนตามเข็มนาฬิกา (สวนทางกับสนามแม่เหล็ก) และหมุนทวนเข็มนาฬิกา (ทิศทางเดียวกับสนามแม่เหล็ก) ดังภาพที่ 1.14

เลขควอนตัมสปินมีได้สองค่าเท่านั้น คือ  $+\frac{1}{2}$  และ  $-\frac{1}{2}$  เพราะการหมุนรอบแกนมีสองทิศทาง

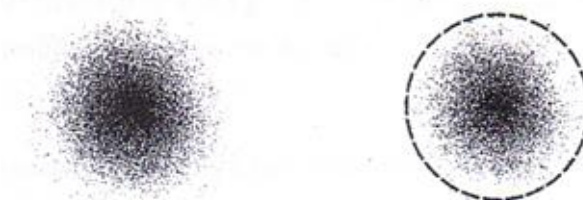


ภาพที่ 1.14 ทิศทางการหมุนของอิเล็กตรอนในสนามแม่เหล็ก

ที่มา: <http://www.kentchemistry.com/links/AtomicStructure/quantumnumbers.htm>

## ออร์บิทัลเชิงอะตอม

ออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital) คือบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนที่โคจรรอบนิวเคลียส แต่เป็นการยากที่จะระบุตำแหน่งของอิเล็กตรอนอย่างแน่ชัด ในการวาดภาพเพื่อแสดงขอบเขตของอิเล็กตรอนในอะตอมจึงเป็นลักษณะกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนดังในภาพที่ 1.15 จุดดำเข้มที่อยู่ตรงกลางของกลุ่มหมอกในการแสดงถึงความน่าจะเป็นสูงที่สุดในการพบอิเล็กตรอนในบริเวณใกล้นิวเคลียสและโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนจะน้อยลงในบริเวณที่อยู่ไกลนิวเคลียสออกไป

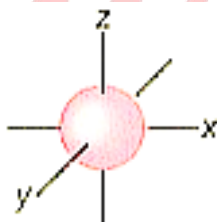


ภาพที่ 1.15 แสดงกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน

ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://www.tannerm.com/diatomic.htm>

จากตารางที่ 1.5 เลขควอนตัมของอิเล็กตรอนและรูปร่างออร์บิทัลเชิงอะตอม สามารถแสดงรายละเอียดของออร์บิทัลเชิงอะตอมได้ดังนี้

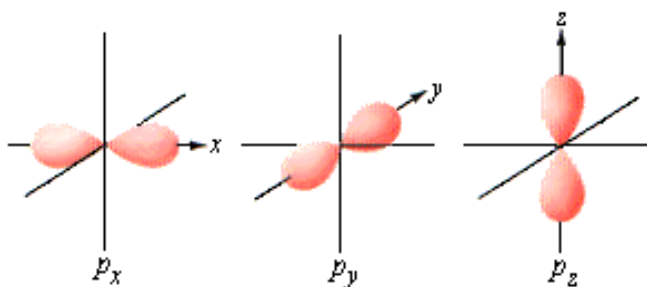
1) ออร์บิทัล-s (s-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า  $l = 0$ ,  $m_l = 0$  แสดงว่าการกระจายของอิเล็กตรอนไม่ขึ้นอยู่กับการทิศทาง รูปร่างออร์บิทัลจึงมีลักษณะเป็นทรงกลม ดังภาพที่ 1.16



ภาพที่ 1.16 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-s

ที่มา: <http://www.chem.wisc.edu/deptfiles/genchem/sstutorial/Text5/Tx53/tx53.html>

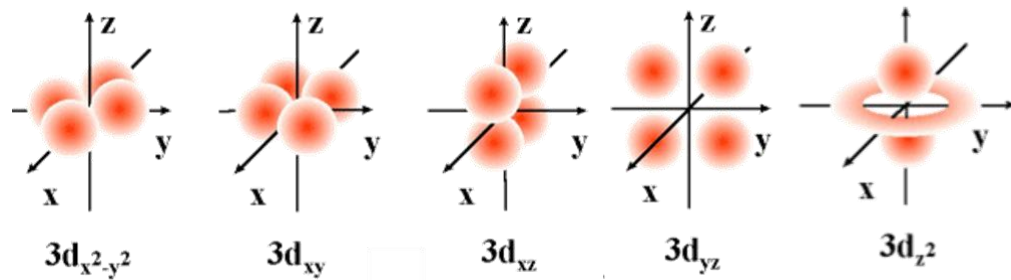
2) ออร์บิทัล-p (p-orbital) เป็นออร์บิทัล ที่มีค่า  $l = 1$ ,  $m_l = -1, 0, +1$  มี 3 ทิศทางได้แก่  $p_x$ ,  $p_y$  และ  $p_z$  โดยการกระจายของอิเล็กตรอนจะมีลักษณะเป็นก้อนกลม 2 ก้อนขั้วนิวเคลียส (lobe) ลักษณะคล้ายดัมเบล (dumb-bell) ดังภาพที่ 1.17



ภาพที่ 1.17 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-p

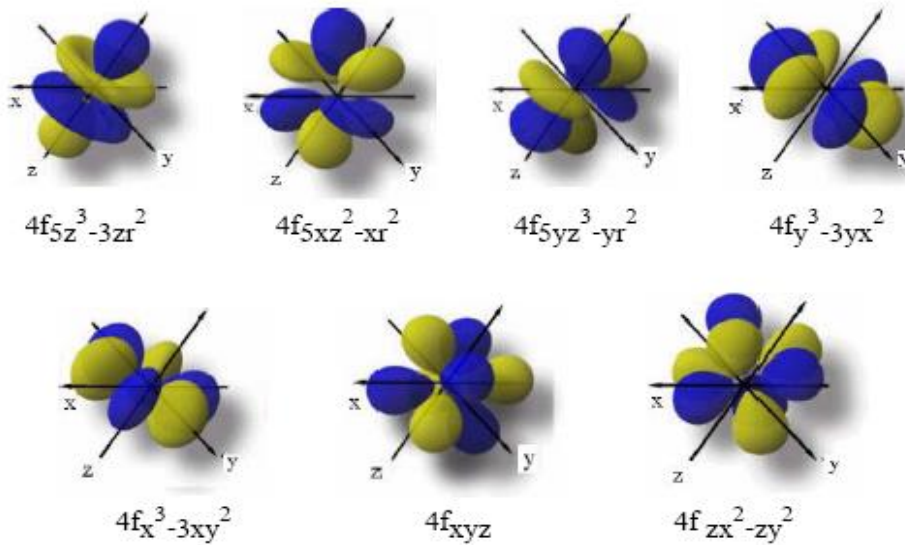
ที่มา: <http://www.chem.wisc.edu/deptfiles/genchem/sstutorial/Text5/Tx53/tx53.html>

3) ออร์บิทัล-d (d-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า  $l = 2$ ,  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$  มี 5 ทิศทาง ได้แก่  $3d_{xy}$ ,  $3d_{xz}$ ,  $3d_{yz}$ ,  $3d_{x^2-y^2}$  และ  $3d_{z^2}$  ดังภาพที่ 1.18



ภาพที่ 1.18 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-d  
ที่มา: <http://selfstudy.in/IEMSCONCEPTOfBonding.aspx>

4) ออร์บิทัล-f (f-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า  $l = 3$ ,  $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$  มี 7 ทิศทาง ได้แก่  $4f_{5z^3-3zr^2}$ ,  $4f_{5xz^2-xr^2}$ ,  $4f_{5yz^3-yr^2}$ ,  $4f_{y^3-3yx^2}$ ,  $4f_{x^3-3xy^2}$ ,  $4f_{xyz}$  และ  $4f_{zx^2-zy^2}$  ดังภาพที่ 1.19



ภาพที่ 1.19 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนสำหรับออร์บิทัล-f  
ที่มา: <http://selfstudy.in/IEMSCONCEPTOfBonding.aspx>

### 1.1.3 เลขอะตอมและมวลอะตอม

อะตอมของธาตุต่างๆ ประกอบด้วยอนุภาคมูลฐาน 3 ชนิด คืออิเล็กตรอน (ประจุลบ) โปรตอน (ประจุบวก) และนิวตรอน (ประจุเป็นกลาง) จำนวนของอนุภาคมูลฐานของอะตอมสามารถบอกถึงสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ ดังนี้

เลขอะตอม (atomic number,  $Z$ ) คือตัวเลขที่แสดงจำนวนโปรตอนในนิวเคลียส เลขอะตอมจึงเป็นค่าเฉพาะของธาตุใดธาตุหนึ่งเท่านั้น สภาวะที่อะตอมเป็นกลางทางไฟฟ้าจะมีจำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน ดังนั้นเลขอะตอมจึงสามารถบอกจำนวนของอิเล็กตรอนของธาตุได้ ธาตุชนิดเดียวกัน



จะมีเลขอะตอมเท่ากันเสมอ เลขอะตอมจึงเป็นสมบัติเบื้องต้นของอะตอมและเป็นสิ่งกำหนดสมบัติทางเคมีและสมบัติทางกายภาพอีกหลายประการของอะตอมนั้นๆ

มวลอะตอม (atomic mass, A) หรือ เลขมวล (mass number) คือตัวเลขที่แสดงจำนวนผลรวมระหว่างจำนวนโปรตอนและจำนวนนิวตรอน โดยทั่วไปแล้วมวลอะตอมหาได้ดังนี้

$$\text{มวลอะตอม (A)} = \text{จำนวนโปรตอน (p)} + \text{จำนวนนิวตรอน (n)}$$

จำนวนนิวตรอนในอะตอมจึงเท่ากับผลต่างระหว่างมวลอะตอมกับเลขอะตอม

$$\text{จำนวนนิวตรอน (n)} = \text{มวลอะตอม (A)} - \text{เลขอะตอม (Z)}$$

โดยทั่วไปสัญลักษณ์นิวเคลียร์ (nuclear symbol) ของธาตุเขียนได้คือ



เมื่อ X = สัญลักษณ์ของธาตุ

A = มวลอะตอม

Z = เลขอะตอม

สัญลักษณ์นิวเคลียร์บอกจำนวนอนุภาคมูลฐานของอะตอมได้ และสามารถบอกจำนวนเลขอะตอมและมวลอะตอม ดังแสดงในตารางที่ 1.6

ตารางที่ 1.6 เลขอะตอมและมวลอะตอมของธาตุบางชนิด

สัญลักษณ์ธาตุ	ชื่อธาตุ	เลขอะตอม	มวลอะตอม	นิวตรอน	อิเล็กตรอน
${}^{12}_6\text{C}$	คาร์บอน	6	12	6	6
${}^{16}_8\text{O}$	ออกซิเจน	8	16	8	8
${}^{14}_7\text{N}$	ไนโตรเจน	7	14	7	7
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	คลอรีน	17	35	18	17
${}^{59}_{27}\text{Co}$	โคบอลต์	27	59	32	27
${}^{60}_{27}\text{Co}$	โคบอลต์	27	60	33	27

แต่การเขียนสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ เลขอะตอมและมวลอะตอมอาจสลับกันตำแหน่ง ดังภาพที่ 1.20 ดังนั้นการพิจารณาว่าเลขใดเป็นเลขอะตอมและมวลอะตอม ให้ดูจากตารางธาตุว่า เลขอะตอมจะมีค่าน้อยกว่ามวลอะตอมเสมอ

6	← เลขอะตอม
C	← สัญลักษณ์ธาตุ
12.011	← มวลอะตอม
Carbon	← ชื่อธาตุ

ภาพที่ 1.20 สัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุคาร์บอน

## ไอออน

ไอออน (ion) คือสภาพอะตอมที่ไม่เป็นกลางทางไฟฟ้า กล่าวคือ จำนวนประจุบวก (โปรตอน) และประจุลบ (อิเล็กตรอน) ไม่เท่ากัน ไอออนจึงเกิดได้ 2 ชนิดคือ

1) ไอออนบวก (cation) คือสภาพอะตอมที่มีอิเล็กตรอนน้อยกว่าโปรตอน จะเขียนโดยใช้เครื่องหมายบวกอยู่บนขวาของอะตอม เช่น  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  และ  $\text{Al}^{3+}$

ไอออนบวกเกิดขึ้นเนื่องจากอะตอมสูญเสียอิเล็กตรอนออกไป ส่งผลให้อะตอมมีอิเล็กตรอนน้อยกว่าโปรตอน จึงแสดงประจุไฟฟ้าสุทธิเป็นบวก

สมมติ M คืออะตอมที่เกิดจากสูญเสียอิเล็กตรอน

ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น  $\text{M}^+$

ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น  $\text{M}^{2+}$

ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น  $\text{M}^{3+}$

2) ไอออนลบ (anion) คือสภาพอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าโปรตอน จะเขียนโดยใช้เครื่องหมายลบอยู่บนขวาของอะตอม เช่น  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$  และ  $\text{N}^{3-}$

ไอออนลบเกิดขึ้นเนื่องจากอะตอมรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่มในระดับพลังงานท้ายสุด ส่งผลให้อะตอมมีอิเล็กตรอนมากกว่าโปรตอน จึงแสดงประจุไฟฟ้าสุทธิเป็นลบ

สมมติ X คืออะตอมที่รับอิเล็กตรอน

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น  $\text{X}^-$

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น  $\text{X}^{2-}$

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น  $\text{X}^{3-}$

การเขียนสัญลักษณ์ไอออนแตกต่างสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุตรงที่ต้องระบุประจุไฟฟ้าบวกหรือลบ ประจุไฟฟ้าสุทธิของไอออนจะสามารถบอกจำนวนอิเล็กตรอน ส่วนเลขอะตอมและมวลอะตอมพิจารณาเช่นเดียวกับสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ ดังแสดงในตารางที่ 1.7

ตารางที่ 1.7 จำนวนเลขอะตอมและมวลอะตอมของไอออนบางชนิด

สัญลักษณ์ไอออน	ชื่อไอออน	เลขอะตอม	มวลอะตอม	นิวตรอน	อิเล็กตรอน
${}^6_3\text{Li}^+$	ลิเทียมไอออน	3	3	3	2
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	แมกนีเซียมไอออน	12	24	12	10
${}^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$	โครเมียมไอออน	24	52	28	21
${}^{16}_8\text{O}^{2-}$	ออกไซด์ไอออน	8	16	8	10
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$	คลอไรด์ไอออน	17	35	18	18
${}^{14}_7\text{N}^{3-}$	ไนไตรต์ไอออน	7	14	7	10

ตัวอย่าง 1.1 จำนวนเลขอะตอม มวลอะตอม และอนุภาคของธาตุและไอออนบางชนิด

สัญลักษณ์ธาตุ/ไอออน	ชื่อธาตุ/ไอออน	เลขอะตอม	มวลอะตอม	นิวตรอน	อิเล็กตรอน
${}^{40}_{20}\text{Ca}$	แคลเซียม	20	40	20	20
${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	ซัลไฟด์ไอออน	16	32	16	18
${}^{137}_{56}\text{Ba}$	แบเรียม	56	137	81	56
${}^{137}_{56}\text{Ba}^{2+}$	แบเรียมไอออน	56	137	81	54
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	คลอไรด์ไอออน	17	35	18	18

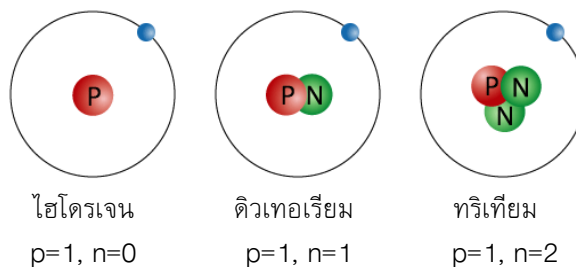
#### 1.1.4 ไอโซโทป ไอโซโทนและไอโซบาร์

1) ไอโซโทป (isotope) คือธาตุชนิดเดียวกัน แต่มีมวลอะตอมไม่เท่ากัน ตัวอย่างอะตอม H มี 3 ไอโซโทป (ภาพที่ 1.21) คือ

${}^1_1\text{H}$  มีโปรตอน 1 ตัวและไม่มีนิวตรอน เรียกว่า ไฮโดรเจน (hydrogen) หรือโปรตอน (proton)

${}^2_1\text{H}$  มีโปรตอน 1 ตัวและมีนิวตรอน 1 ตัว เรียกว่า ดิวเทอเรียม (deuterium)

${}^3_1\text{H}$  มีโปรตอน 1 และมีนิวตรอน 2 ตัว เรียกว่า ทริเทียม (tritium)



ภาพที่ 1.21 ชนิดของไอโซโทปอะตอมไฮโดรเจน

สมบัติทางเคมีของธาตุถูกกำหนดด้วยจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนในอะตอม ส่วนนิวตรอนไม่มีส่วนเกี่ยวข้องในการเปลี่ยนแปลงทางเคมี ดังนั้น ไอโซโทปของธาตุเดียวกันจึงมีสมบัติทางเคมีเหมือนกัน เกิดสารประกอบประเภทเดียวกันและมีความไวต่อปฏิกิริยาเคมีทำนองเดียวกัน ไอโซโทปของธาตุแต่ละชนิดปรากฏในธรรมชาติที่ไม่เท่ากัน ดังแสดงในตารางที่ 1.8

ตารางที่ 1.8 ไอโซโทปของธาตุบางชนิดและร้อยละที่มีอยู่ในธรรมชาติ

ธาตุ	ไอโซโทป	ร้อยละที่มีอยู่ในธรรมชาติ
คาร์บอน	$^{12}\text{C}$	98.892
	$^{13}\text{C}$	1.108
	$^{14}\text{C}$	น้อยมาก
ไฮโดรเจน	$^1\text{H}$	99.985
	$^2\text{H}$	0.015
	$^3\text{H}$	$< 10^{-16}$
ออกซิเจน	$^{16}\text{O}$	99.763
	$^{17}\text{O}$	0.037
	$^{18}\text{O}$	0.02

ประโยชน์ของไอโซโทปของธาตุบางชนิด

- $^{14}\text{C}$  ใช้คำนวณหาอายุของวัตถุโบราณหรือซากดึกดำบรรพ์และศึกษากลไกการเกิดปฏิกิริยา
- $^{24}\text{Na}$  ใช้ตรวจอัตราการไหลเวียนของโลหิต
- $^{60}\text{Co}$  ให้รังสีแกมมาซึ่งใช้ในการถนอมอาหารและรักษาโรคมะเร็ง
- $^{125}\text{I}$  ใช้รักษามะเร็งต่อมลูกหมาก
- $^{131}\text{I}$  ใช้ตรวจสอบความผิดปกติของต่อมไทรอยด์
- $^{32}\text{P}$  ใช้ศึกษาความต้องการปุ๋ยของพืช
- $^{238}\text{U}$  ใช้คำนวณอายุแร่

2) ไอโซโทน (isotone) คือธาตุต่างชนิดกันที่มีจำนวนนิวตรอนเท่ากันแต่มีมวลอะตอมไม่เท่ากัน เช่น  $^{18}\text{O}$  กับ  $^{19}\text{F}$  เป็นไอโซโทนกัน มีนิวตรอนเท่ากันคือ 10 จะเห็นได้ว่าเฉพาะนิวตรอนเท่านั้นที่เท่ากัน แต่มวลอะตอมไม่เท่ากัน

3) ไอโซบาร์ (isobar) คือธาตุต่างชนิดกันที่มีมวลอะตอมเท่ากันแต่มีจำนวนนิวตรอนไม่เท่ากัน เช่น  $^{30}_{15}\text{P}$  กับ  $^{30}_{14}\text{Si}$  มีเลขมวลเท่ากันคือ 30 จะเห็นได้ว่าเฉพาะมวลอะตอมเท่านั้นที่เท่ากัน แต่นิวตรอนไม่เท่ากัน

### แบบฝึกหัด

1. จงอธิบายแนวคิดแบบจำลองอะตอมของทอมสัน
2. จงอธิบายผลการทดลองถ้าในกรณีที่แบบจำลองอะตอมของทอมสันถูกต้อง การทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดควรออกมาเป็นอย่างไร
3. จงอธิบายแบบจำลองอะตอมของโบร์
4. จงบอกอนุภาคมูลฐานของอะตอม
5. จงอธิบายเลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิดมาพอเข้าใจ
6. จงเขียนตารางความสัมพันธ์ของเลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิด ที่สัมพันธ์กับจำนวนอิเล็กตรอนที่ครอบครอง
7. จงเติมจำนวนอนุภาคมูลฐานของอะตอม และระบุสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ ต่อไปนี้

สัญลักษณ์นิวเคลียร์	$^{52}_{24}\text{Cr}$				
โปรตอน		25			82
นิวตรอน		30	64		
อิเล็กตรอน			48	86	
มวลอะตอม				222	207

8. จงเติมจำนวนอนุภาคมูลฐาน ประจุไฟฟ้าสุทธิ และระบุสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของไอออน ต่อไปนี้

สัญลักษณ์นิวเคลียร์	$^{52}\text{Cr}^{3+}$				$^{30}\text{P}^{3-}$
โปรตอน		34	76		
นิวตรอน		46	116	118	
อิเล็กตรอน		36		76	
ประจุไฟฟ้าสุทธิ			2+	3+	

9. จงบอกจำนวนโปรตอนและนิวตรอนของไอโซโทปที่ใช้ทางการแพทย์ ต่อไปนี้
  - 1)  $^{32}\text{P}$
  - 2)  $^{51}\text{Cr}$
  - 3)  $^{60}\text{Co}$
  - 4)  $^{131}\text{I}$