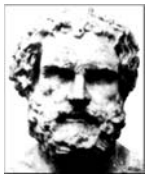
บทที่ 4 โครงสร้างอะตอม

ดร.อุษารัตน์ รัตนคำนวณ

สาขาวิชาเคมี มหาวิทยาลัยแม่โจ้

แนวความคิดเกี่ยวกับโครงสร้างอะตอมสมัยกรีก



- คนแรกที่เสนอทฤษฎีอะตอม คือ **ดิโมคริตุส (Democritus)** เสนอว่า สสารทั้งหลายประกอบด้วยหน่วยที่เล็กที่สุด เรียกว่า **อะตอม (Atom)** ซึ่งแปลว่า ไม่สามารถแบ่งแยกได้

- ผู้คัดค้านทฤษฎีอะตอมของดีโมคริตุสคือ **อริสโตเติล (Aristotle)** เสนอว่า สสารทุกอย่างแบ่งได้ไม่มีที่สิ้นสุด สสารทุกชนิดมีเนื้อสารต่อเนื่องกันและไม่มีที่ว่างในเนื้อสาร สสารประกอบด้วยธาตุแท้ 4 อย่าง คือ ดิน น้ำ ลม ไฟ

- ปี ค.ศ. 1766-1844 **จอห์น ดาลตัน (John Dalton)** นักเคมีชาวอังกฤษ เสนอแนวคิดเกี่ยวกับทฤษฎีอะตอมขึ้น เป็น **"ทฤษฎีอะตอมของดาลตัน"**
  - ➔ สสารทุกชนิดประกอบด้วยอนุภาคที่เล็กที่สุดเรียกว่า อะตอม ซึ่งแบ่งแยกไม่ได้อีกและสร้างขึ้นหรือทำให้สูญหายไปไม่ได้
  - ➔ อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันย่อมเหมือนกันและแตกต่างจากอะตอมของธาตุชนิดอื่น
  - ➔ สารประกอบเกิดจากการรวมตัวของอะตอมของธาตุมากกว่าหนึ่งอะตอม และอัตราส่วนของอะตอมในสารประกอบมีอัตราส่วนที่คงที่แน่นอนและเป็นสัดส่วนอย่างต่ำ

ตั้งแต่สมัยดิโมคริตุสจนถึงสมัยของดาลตัน **อะตอมก็คือองค์ประกอบของสารที่แบ่งแยกต่อไปไม่ได้อีก**

แบบจำลองอะตอมของดาลตัน

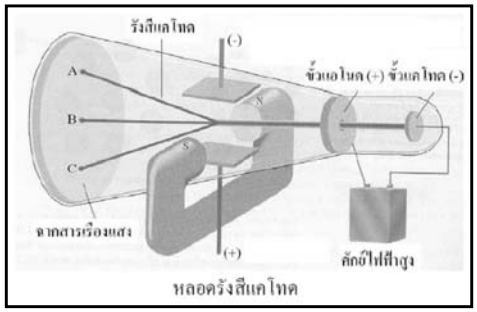
จากทฤษฎีอะตอมของดาลตัน แบบจำลองอะตอมมีลักษณะดังรูป

" อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลมตันที่มีขนาดเล็กมากและไม่สามารถแบ่งแยกได้ "

- ทฤษฎีใหม่ของอะตอมเริ่มมีการพัฒนาตอนปลายค.ศ.ที่ 19
  - ➔ ค.ศ. 1897: เจ เจ ทอมสัน (J.J. Thomson) ค้นพบอิเล็กตรอน
  - ➔ ค.ศ. 1911: อี อาร์ รัทเทอร์ฟอร์ด (E.R. Rutherford) เสนอแบบจำลองอะตอมที่มีนิวเคลียส
  - ➔ ค.ศ. 1913 : นีลส์ บอห์ร (Niels Bohr) นำทฤษฎีควอนตัมมาอธิบายโครงสร้างอะตอม
  - ➔ ค.ศ. 1924: ทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม (Quantum mechanic theory) ถูกพัฒนาอย่างรวดเร็ว
  - ➔ ค.ศ. 1932: เจมส์ เชดวิก (Jame Chadwick) ค้นพบนิวตรอน

การค้นพบอิเล็กตรอน

- ปี ค.ศ. 1897 เจ เจ ทอมสัน (J.J. Thomson) ได้ศึกษาอะตอมของก๊าซต่างๆ โดยการผ่านกระแสไฟฟ้า แรงสูงเข้าไปในหลอดรังสีแคโทด เมื่อผ่านกระแสไฟระหว่างขั้วไฟฟ้าลบ (Cathode) และขั้วไฟฟ้าบวก (Anode) ในหลอดสุญญากาศ แล้วเกิดรังสีแคโทดพุ่งออกมาจากขั้วโลหะแคโทดไปยังแอโนด และเบี่ยงแบนเข้าหาขั้วบวกของสนามแม่เหล็ก (ปรากฏที่ฉากเรืองแสง)



การค้นพบอิเล็กตรอน

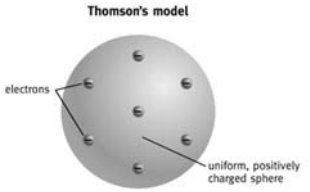
- รังสีแคโทด คือ รังสีที่เกิดจากอนุภาคประจุลบ
- อนุภาคประจุลบ คือ **อิเล็กตรอน**
- ทอมสันได้คำนวณอัตราส่วนของประจุต่อมวล (e/m) ของอนุภาค พบว่ามีค่าคงที่เท่ากับ 1.76×10^{8} คูลอมบ์/กรัม
- อาร์ เอ มิลลิแกน (R.A. Millikan) ได้ทำการทดลองต่อจากทอมสัน และพบว่าประจุของอิเล็กตรอนมีค่า -1.6022×10^{-19} คูลอมบ์ และมวลของอิเล็กตรอนมีค่า 9.10×10^{-28} กรัม

“อิเล็กตรอนเป็นอนุภาคมูลฐานที่อยู่ในอะตอมของธาตุทุกชนิด”

แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

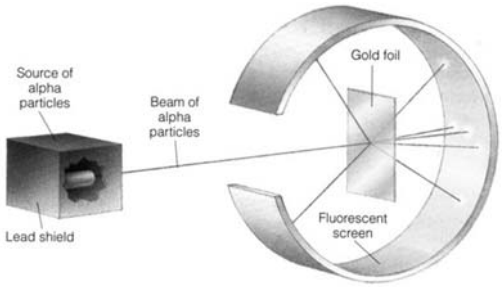
- หลังจากการค้นพบอิเล็กตรอนและโปรตอน ทอมสันจึงได้เสนอแบบจำลองอะตอมว่า

“อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลมประกอบด้วยเนื้ออะตอมซึ่งมีประจุไฟฟ้าเป็นบวก และมีอิเล็กตรอนซึ่งมีประจุไฟฟ้าเป็นลบกระจายตัวอยู่ทั่วไปอย่างสม่ำเสมอภายในอะตอม อะตอมอยู่ในสภาพเป็นกลางทางไฟฟ้า ภายในอะตอมมีประจุบวกเท่ากับประจุลบ”



แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

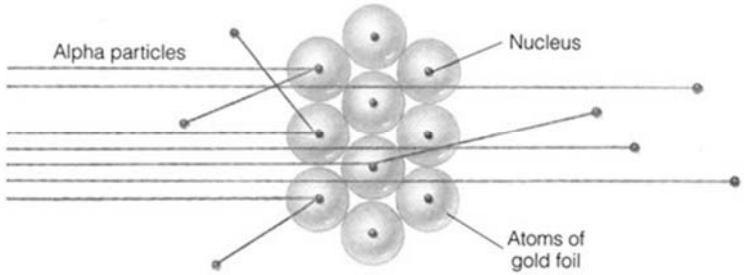
● ปี ค.ศ. 1911 อี อาร์ รัทเทอร์ฟอร์ด (E.R. Rutherford) ได้ใช้อนุภาคแอลฟาพิสูจน์โครงสร้างของอะตอมโดยทำการทดลองด้วยการใช้แผ่นโลหะทองคำบางๆมาเป็นเป้าให้กับอนุภาคแอลฟาที่ยิงมาจากแหล่งกำเนิดรังสี และใช้ฉากเรืองแสงซึ่งฉาบด้วยซิงค์ซัลไฟด์เป็นฉากรับอนุภาคแอลฟาเพื่อตรวจสอบว่าอนุภาคแอลฟาวางไปทางทิศใด



แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

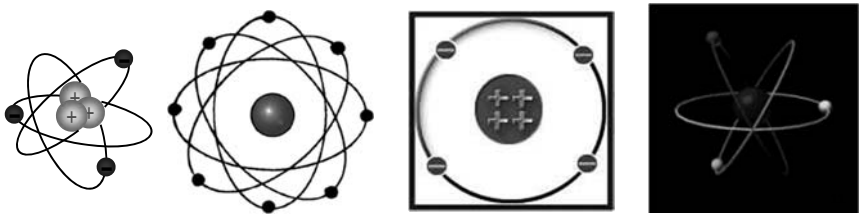
● การทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดพบว่า

- รังสีส่วนใหญ่ทะลุผ่านแผ่นทองคำเป็นเส้นตรง
- มีรังสีส่วนน้อยที่เบี่ยงเบนและเกิดการสะท้อนกลับ



แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

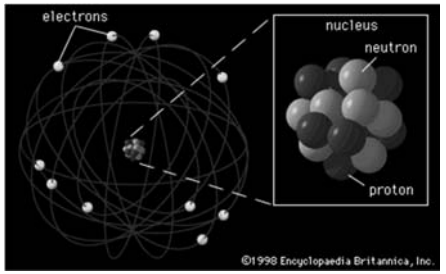
“อะตอมประกอบด้วยประจุไฟฟ้าบวกรวมกันอยู่ที่จุดศูนย์กลาง เรียกว่า นิวเคลียส ซึ่งมีขนาดเล็กแต่มีมวลมากถือเป็นที่รวมของมวลเกือบทั้งหมดของอะตอม ส่วนอิเล็กตรอนที่มีประจุลบและมีมวลน้อยมากวิ่งอยู่รอบ ๆ นิวเคลียสเป็นบริเวณกว้าง ปริมาตรส่วนใหญ่ของอะตอมเป็นที่ว่าง”



การค้นพบนิวตรอน

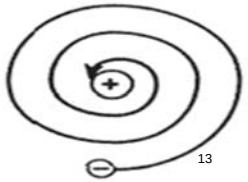
● ปี ค.ศ. 1932 เจมส์ เชดวิค (James Chadwick) ได้พบอนุภาคใหม่ที่เป็นกลางทางไฟฟ้าและมีมวลใกล้เคียงกับโปรตอน เรียกว่า **นิวตรอน (Neutron)**

● จากการค้นพบอิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอน ทำให้แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดสมบูรณ์ขึ้น ดังรูป



ข้อบกพร่องของแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

- ไม่สามารถอธิบายได้ว่า ทำไมประจุบวกจึงรวมกันอยู่ในนิวเคลียสได้ โดยที่ไม่ออกแรงผลักกันให้กระจายออก
- ไม่สามารถอธิบายได้ว่าทำไมอิเล็กตรอนจึงสามารถโคจรรอบนิวเคลียสได้ ทั้ง ๆ ที่การโคจรรอบนิวเคลียสจะเกิดความเร่งสู่ศูนย์กลาง จากความรู้เรื่องคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า ที่ว่าอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่โดยมีความเร่งจะแผ่คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าออกมา ดังนั้นอิเล็กตรอนที่สูญเสียพลังงานจลน์ ทำให้อิเล็กตรอนวิ่งช้าลง และในที่สุดจะวนเข้าไปรวมกับนิวเคลียส ดังรูป



โครงสร้างของอะตอมยุคหลัง

การเปลี่ยนแปลงจากยุคฟิสิกส์แผนเดิม (classical physic)ไปสู่ยุคทฤษฎีควอนตัม (quantum theory)

จากทฤษฎีของรัทเทอร์ฟอร์ด อิเล็กตรอนซึ่งมีประจุไฟฟ้าเมื่อเคลื่อนที่รอบนิวเคลียส จะมีการสูญเสียพลังงานในรูปของการแผ่รังสีซึ่งจะทำให้อะตอมยุบ และอิเล็กตรอนจะคงอยู่ไม่ได้ แต่ความจริงแล้วอิเล็กตรอนยังอยู่ในอะตอมได้ ดังนั้นต่อมา นิลส์ บอห์ร (Niels Bohr) ได้อธิบายโครงสร้างอะตอม และเสนอแบบจำลองอิเล็กตรอนขึ้นมาใหม่ในปี ค.ศ. 1913

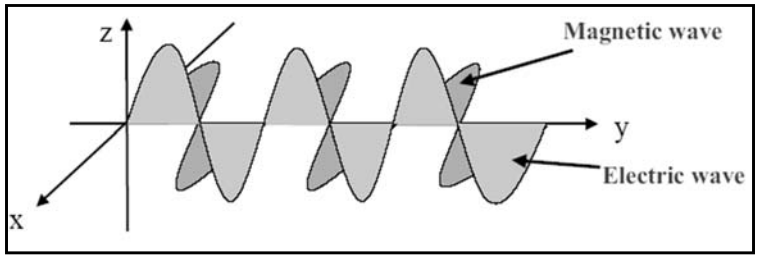
นิลส์ บอห์ร ได้อธิบายโครงสร้างอะตอมโดยใช้ทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม ดังนั้น ก่อนที่จะกล่าวถึงคำอธิบายของบอห์รจึงต้องพิจารณาทฤษฎีควอนตัมก่อน

จุดเริ่มต้นของทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม

แต่เดิมการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนจะใช้**ทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า (ทฤษฎีคลื่นแสง) ของแมกซ์เวลล์ (Maxwell)** ซึ่งกล่าวว่า แสงเป็นคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าและถูกเปล่งออกมาเนื่องจากการสั่นสะเทือนของวัตถุที่มีประจุคืออิเล็กตรอน เนื่องจากอิเล็กตรอนจะสั่นด้วยความถี่เท่าใดก็ได้ไม่จำกัด ฟิสิกส์ในยุคนั้นเชื่อว่าอะตอมหรือโมเลกุลสามารถปลดปล่อยหรือดูดกลืนพลังงานรังสีค่าใดๆก็ได้ ทฤษฎีคลื่นแสงนี้ใช้อธิบายปรากฏการณ์บางอย่าง เช่น การสะท้อน การหักเห การกระเจิงของแสงได้ดี **แต่** ไม่สามารถอธิบายปรากฏการณ์บางอย่างได้ เช่นการแผ่รังสีของวัตถุดำ (Black body radiation) และปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กตริก จึงได้มีการพัฒนาทฤษฎีใหม่ขึ้นมาอธิบาย นั่นคือ **ทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม (Quantum mechanic)**

ทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้าของแมกซ์เวลล์ (Maxwell's theory)

แสง เป็น**คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า** ซึ่งประกอบด้วย **สนามไฟฟ้า** และ **สนามแม่เหล็ก** องค์ประกอบทั้งสองนี้มีความยาวคลื่นและความถี่เท่ากัน (อัตราเร็วเท่ากัน) แต่เคลื่อนที่ในระนาบที่ตั้งฉากกัน คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าเดินทางด้วยความเร็วเท่ากับความเร็วแสง ($c = 3.0\times10^8$ เมตรต่อวินาที)

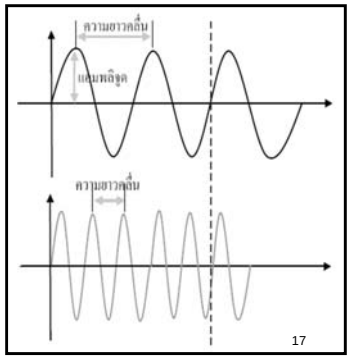


สมบัติของคลื่น

คลื่น (wave) เป็นรูปแบบการเคลื่อนที่ของพลังงานที่มีลักษณะซ้ำกันเป็นคาบๆ (Period)

องค์ประกอบที่สำคัญของคลื่น มีดังต่อไปนี้

1. ความยาวคลื่น (wavelength, λ) เป็นระยะทางจากยอดคลื่นหนึ่งถึงอีกยอดคลื่นหนึ่ง
2. ความถี่คลื่น (frequency, ν) เป็นจำนวนคลื่นที่ผ่านจุดหนึ่งในหนึ่งวินาที
3. ความเร็วคลื่น (velocity, c) เป็นระยะทางที่คลื่นเคลื่อนที่ในหนึ่งวินาที
4. แอมพลิจูด (amplitude) เป็นความสูงของยอดคลื่น

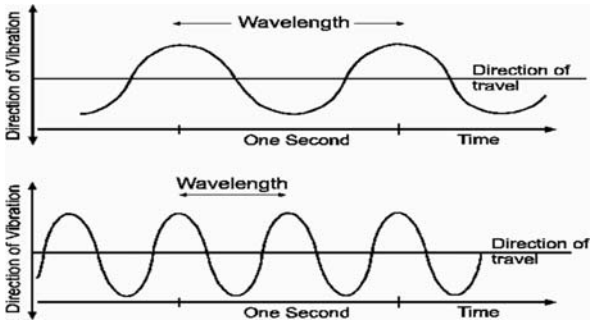


$$c = \lambda\nu$$

C = อัตราเร็วคลื่น (m/s)

λ = ความยาวคลื่น (nm)

ν = ความถี่ (Hertz, Hz หรือ รอบต่อวินาที, s^{-1})



ทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม

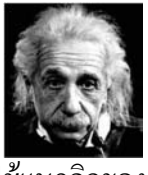
- ปี ค.ศ. 1900 แมกซ์ แพลงค์ (Max Planck) เสนอแนวคิดว่า อะตอมหรือโมเลกุลสามารถปลดปล่อย (หรือดูดกลืน) พลังงานรังสีเพียงบางค่าเท่านั้น พลังงานของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าที่เปล่งออกมานั้นมีลักษณะเป็นกลุ่มๆ ปริมาณพลังงานน้อยที่สุดที่สามารถปลดปล่อย (หรือดูดกลืน) ในรูปรังสีคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้านี้เรียกว่า **ควอนตัม**

- พลังงานของหนึ่งควอนตัมมีค่า $E = h\nu = h\frac{c}{\lambda}$

h = ค่าคงที่ของแพลงค์ = 6.63×10^{-34} จูลวินาที

ν = ความถี่ของรังสี

ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กตริก



- ปี ค.ศ. 1905 อัลเบิร์ต ไอน์สไตน์ (Albert Einstein) ใช้แนวคิดของแพลงค์อธิบาย **ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กตริก (Photoelectric effect)**

  การที่อิเล็กตรอนหลุดออกจากพื้นผิวหน้าของโลหะเมื่อได้รับแสงที่มีความถี่อย่างน้อยเท่ากับค่าเฉพาะขั้นต่ำที่เรียกว่า ค่าความถี่ขีดเริ่ม อิเล็กตรอนที่หลุดออกมานี้เรียกว่า โฟโตอิเล็กตรอน

- ไอน์สไตน์ได้ตั้งสมมติฐานว่า แสงไม่ได้มีพฤติกรรมของคลื่น แต่แสงมีพฤติกรรมเสมือนอนุภาค เรียกว่า **โฟตอน (Photon)** ซึ่งแต่ละโฟตอนมีพลังงานเท่ากับ hν $E = h\nu$

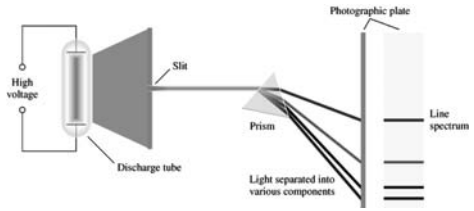
- พลังงานของอิเล็กตรอนขึ้นกับความถี่ แต่จำนวนอิเล็กตรอนที่หลุดออกมาขึ้นกับความเข้มแสง

จำนวนโฟโตอิเล็กตรอน $\propto$ จำนวนโฟตอน $\propto$ ความเข้มแสง

สเปกตรัมการเปล่งแสงของอะตอมไฮโดรเจน

- ปี ค.ศ. 1913 นีลส์ บอห์ร (Niels Bohr) ได้อธิบายทฤษฎีสเปกตรัมการเปล่งแสงของไฮโดรเจนอะตอม

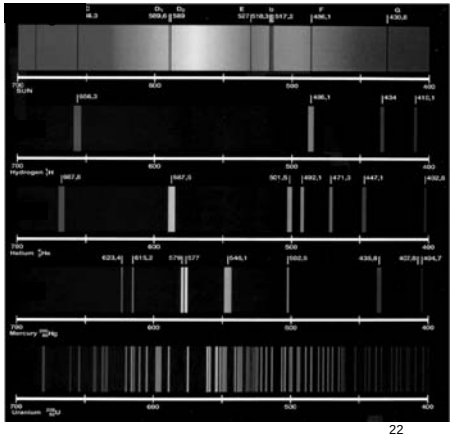
เมื่อให้ความร้อนแก่ไฮโดรเจนอะตอมมากๆ จะทำให้อะตอมเปล่งแสง และเมื่อมีการวิเคราะห์แสงที่เปล่งออกมาโดยใช้ปริซึมจะพบว่าสเปกตรัมของไฮโดรเจนมีค่าความถี่หรือความยาวคลื่นที่จัดเรียงตัวกันอย่างเป็นระเบียบเป็นชุดๆ



สเปกตรัม (Spectrum)

แสงที่มองเห็นประกอบด้วยคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าซึ่งอาจมีความยาวคลื่นต่าง ๆ กัน

- สเปกตรัมต่อเนื่อง : แสงสีขาวประกอบไปด้วยแสงสีม่วงจนถึงสีแดงซึ่งมีความยาวคลื่นต่างกัน
- สเปกตรัมเส้น : (สเปกตรัมของอะตอม) แสงที่ประกอบด้วยคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าความถี่เฉพาะและไม่ต่อเนื่องจำนวนหนึ่ง



สเปกตรัมการเปล่งแสงของอะตอมไฮโดรเจน

รูปแบบของสเปกตรัมของไฮโดรเจนจะมีลักษณะเป็นเส้นๆ (line spectrum) ไม่ต่อเนื่องกัน

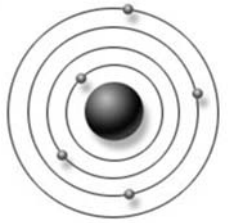
จึงเกิดคำถามว่า

1. **ทำไมแสงจึงเปล่งออกมาจากอะตอมของไฮโดรเจน**
2. **ทำไมแสงเปล่งออกจึงมีความยาวคลื่นเพียงบางค่าเท่านั้น**

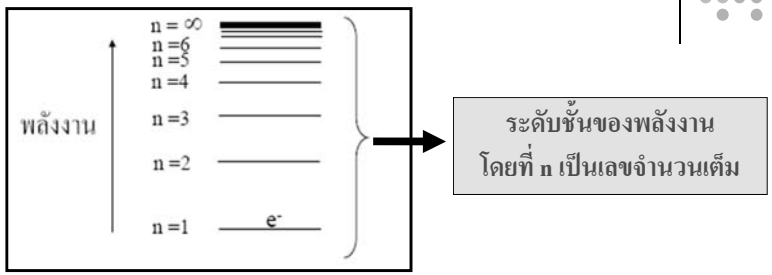
ทฤษฎีอะตอมไฮโดรเจนของบอห์ร

- ปี ค.ศ.1913 นีลส์ บอห์ร (Niels Bohr) เสนอแบบจำลองอะตอมขึ้นมาใหม่ โดยใช้แนวคิดของรัทเทอร์ฟอร์ดร่วมกับทฤษฎีอะตอมของควอนตัม สรุปใจความได้ว่า

“อะตอมประกอบไปด้วยนิวเคลียสและอิเล็กตรอน โดยที่อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวงๆหรือเป็นชั้นๆ เช่นเดียวกับวงโคจรของดาวเคราะห์รอบดวงอาทิตย์โดยที่ไม่การสูญเสียพลังงานซึ่งเรียกว่าสถานะคงตัว อิเล็กตรอนอยู่ได้ในวงโคจรหนึ่งเท่านั้นเพราะในแต่ละวงโคจรจะมีระดับพลังงานที่มีค่าเฉพาะค่าหนึ่งและไม่เป็นค่าต่อเนื่อง”

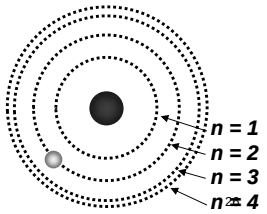


ระดับพลังงานที่อิเล็กตรอนอยู่มีลักษณะเป็นชั้นๆ ไม่ต่อเนื่อง



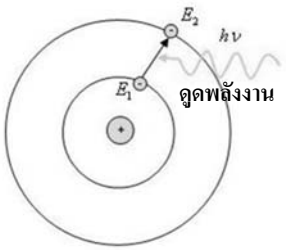
โดยปกติ อิเล็กตรอนในอะตอมจะอยู่ในระดับพลังงานต่ำสุด (n = 1) ที่เรียกว่า "สถานะพื้น" (ground state) ซึ่งอยู่ใกล้กับนิวเคลียสมากที่สุดและเป็นสถานะพลังงานที่เสถียรที่สุด ความเสถียรของอิเล็กตรอนจะลดลงเมื่อ n = 2, 3, 4, ….. โดยแต่ละระดับเหล่านั้นเรียกว่า "สถานะกระตุ้น" (excited state) ซึ่งมีพลังงานสูงกว่าสถานะพื้น

- n = เลขจำนวนเต็ม (1,2,3,...) เรียกว่าเลขควันตัม(quantum number) จะบอกถึงสมบัติและพลังงานของอิเล็กตรอนในวงโคจรหนึ่งๆ
- ระดับพลังงานของวงโคจรที่ n เรียก En
- ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่ต่ำสุด (n = 1) จะอยู่ใกล้กับนิวเคลียสและอิเล็กตรอนที่อยู่ไกลจากนิวเคลียสออกไปจะมีระดับพลังงานสูงขึ้นเป็นลำดับ (n = 2, 3, …) นั่นคือ $E_1 < E_2 < E_3$…….
- ระดับพลังงานต่ำจะอยู่ห่างกัน และระดับพลังงานสูงๆจะอยู่ชิดกันมากขึ้น รัศมีวงโครจรของอิเล็กตรอนของอะตอมไฮโดรเจนแต่ละวงที่เป็นวงกลมในแบบจำลองของบอร์ห ขึ้นกับค่า n^2 เมื่อ n เพิ่มจาก 1 เป็น 2, 3,…. รัศมีวงโคจรจะห่างเพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็ว ยิ่งสถานะกระตุ้นมีพลังงานสูงเท่าไหร่ อิเล็กตรอนจะอยู่ห่างจากนิวเคลียสมากขึ้นเท่านั้น และยิ่งยึดเหนี่ยวกับนิวเคลียสน้อยลงไปอีก

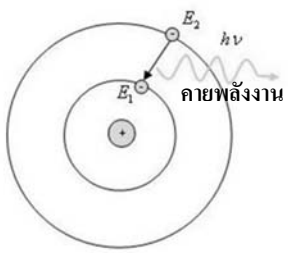


เมื่ออิเล็กตรอนมีการเปลี่ยนวงโคจร อิเล็กตรอนสามารถจะมีการดูดกลืนหรือปลดปล่อยพลังงานได้ โดยค่าของพลังงานจะเท่ากับค่าของพลังงานที่แตกต่างกันของวงโคจรทั้งสอง คือ

$$\Delta E = h\nu = E_f - E_i$$

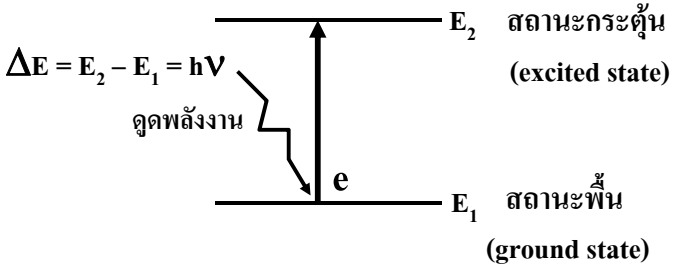


อิเล็กตรอนจากวงใน → วงนอก
ดูดพลังงาน ΔE ค่าเป็นบวก ($E_f > E_i$)



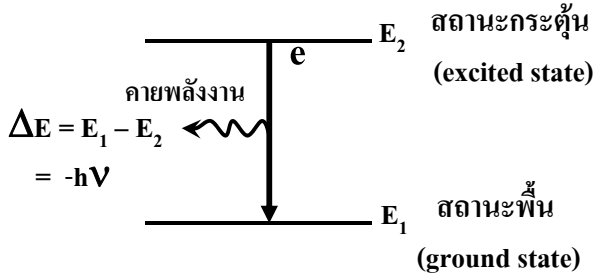
อิเล็กตรอนจากวงนอก → วงใน
คายพลังงาน ΔE ค่าเป็น ลบ ($E_f < E_i$)

เมื่ออะตอมได้รับพลังงานความร้อนจากไฟฟ้าศักย์สูง อิเล็กตรอนในอะตอมจะได้รับพลังงานเพิ่ม จะออกไปอยู่ชั้นนอกซึ่งมีระดับพลังงานที่สูงขึ้น เรียกว่า สถานะกระตุ้น (excited state)



กระบวนการดูดกลืนพลังงานโดยอิเล็กตรอน

เมื่ออิเล็กตรอนกลับมาที่เดิม ก็ต้องปล่อยพลังงานส่วนเกินออกมาในรูปของพลังงานรังสี



กระบวนการคายพลังงานโดยอิเล็กตรอน

- บอห์ร พบว่าพลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอมไฮโดรเจน (E_n) สอดคล้องตามสมการ

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

- R_H = ค่าคงที่ริดเบอร์ก (Rydberg constant) = 2.18×10^{-18} J
- เลข n เป็นเลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3,….. เรียกว่าเลขควอนตัมหลัก

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

- ΔE = ผลต่างของพลังงานระหว่างสถานะเริ่มต้นและสถานะสุดท้าย
- n_i = เลขควอนตัมของสถานะเริ่มต้น
- n_f = เลขควอนตัมของสถานะสุดท้าย

Example 4.1

- จงหาความยาวคลื่นของโฟตอน (หน่วยนาโนเมตร) ที่ปลดปล่อยออกมาจากการเคลื่อนย้ายของอะตอมไฮโดรเจนจากระดับพลังงานชั้นที่ 5 มาสู่ระดับพลังงานชั้นที่ 2

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

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18}\ \text{J} \times \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2}\right) = -4.58 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

ค่าลบบอกเราว่ามีการคายพลังงานออกมา และเพื่อคำนวณความยาวคลื่น เราจะไม่คิดเครื่องหมายของ ΔE เพราะความยาวคลื่นของโฟตอนนั้นต้องมีค่าบวกเท่านั้น

Example 4.1 (ต่อ)

จากสมการ $\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$

$$4.58 \times 10^{-19}\ \text{J} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J s})\ (3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J s})\ (3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{4.58 \times 10^{-19}\ \text{J}}$$

$$\lambda = 4.34 \times 10^{-7}\ \text{m} = 434\ \text{nm}$$

จุดอ่อนทฤษฎีอะตอมของบอห์รและการค้นคว้าหาทฤษฎีใหม่

- ทฤษฎีอะตอมของบอห์รอธิบายสเปกตรัมเฉพาะระบบที่มีอิเล็กตรอนเพียง 1 อิเล็กตรอน เช่น อะตอมไฮโดรเจนได้เป็นอย่างดี แต่ใช้อธิบายสเปกตรัมของอะตอมอื่นๆที่มีหลายอิเล็กตรอนไม่ได้
- ทฤษฎีอะตอมของบอห์รจะอธิบายโครงสร้างของอะตอมในระดับสองมิติเท่านั้น

นักวิทยาศาสตร์จึงค้นคว้าทดลองหาข้อมูลต่างๆ เพื่อใช้อธิบายโครงสร้างของอะตอมให้ถูกต้องยิ่งขึ้น จึงได้มีการพัฒนาทฤษฎีแบบใหม่ๆขึ้นมาซึ่งสามารถอธิบายพฤติกรรมและสมบัติต่างๆของอิเล็กตรอนในอะตอมและโมเลกุลทั้งขนาดเล็กและขนาดใหญ่ได้ดี

ผลงานที่สำคัญที่ทำให้เข้าใจเกี่ยวกับพฤติกรรมของอิเล็กตรอนที่จะนำไปสู่ความรู้ ความเข้าใจเกี่ยวกับอะตอมมากขึ้น คือ *ผลงานของหลุยส์ เดอบรอยล์ (Louis de Broglie) เกี่ยวกับหลักทวิภาค อนุภาค-คลื่นของสาร (particle-wave duality)*

สมมุติฐานของเดอบรอยล์ (Louis de broglie)

- ปี ค.ศ. 1924 หลุยส์ เดอบรอยล์ ได้เสนอเกี่ยวกับ**หลักทวิภาคของอนุภาค-คลื่น (particle-wave duality)** คือ สสารทุกชนิดเป็นได้ทั้งคลื่นและอนุภาค โดยอาศัยความสัมพันธ์ต่างๆดังนี้

$$E = h\nu = h\frac{c}{\lambda} \longrightarrow \text{จาก } \nu = c/\lambda \text{ สมบัติของคลื่น}$$

$$E = mc^2 \longrightarrow \text{จากสมบัติของอนุภาค}$$

ดังนั้น $h\frac{c}{\lambda} = mc^2$

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

λ คือ ความยาวคลื่นของเดอบรอยล์, m คือมวลของอนุภาค, c คือ ความเร็วของอนุภาค

★หากคลื่นแสงสามารถทำตัวเหมือนลำอนุภาค (โฟตอน) ได้ อนุภาคเช่นอิเล็กตรอนก็แสดงสมบัติของคลื่นได้เช่นเดียวกัน

กลศาสตร์ควอนตัม (กลศาสตร์คลื่น)

- ปี ค.ศ.1926 เออร์วิน โชรดิงเงอร์ ใช้*ฟังก์ชันคลื่น (Ψ)* ในการอธิบายสมบัติต่างๆของอนุภาคขนาดเล็ก เช่น อิเล็กตรอน ซึ่งมีสมบัติเป็นคลื่นโดยการสร้างสมการคลื่นแล้วแก้สมการโดยใช้เทคนิคคณิตศาสตร์ขั้นสูงเข้าช่วย
- สมการของโชรดิงเงอร์ได้รวมสมบัติเชิงอนุภาค และสมบัติเชิงคลื่น เอาไว้ในรูปของ*ฟังก์ชันคลื่น (Ψ)*
- โชรดิงเงอร์ อาศัยทฤษฎีกลศาสตร์คลื่นเพื่อคำนวณหาฟังก์ชันคลื่นที่สามารถบอกความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนที่บริเวณต่างๆ
- โดยทั่วไป แก้สมการเพื่อหาค่าของ ψ (ค่อนข้างยุ่งยาก และซับซ้อนจะไม่กล่าว ในที่นี้) จะเกี่ยวข้องกับ **"เลขควอนตัม"**

การอธิบายอะตอมของไฮโดรเจนด้วยกลศาสตร์คลื่น

- อะตอมประกอบด้วย อนุภาคประจุบวก (นิวเคลียส) ที่ล้อมรอบด้วยอิเล็กตรอนที่มีสมบัติเป็นคลื่น
- เราไม่สามารถระบุตำแหน่งหรือโมเมนตัมที่แน่นอนของอิเล็กตรอนได้ แต่บอกถึงความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนในบริเวณหนึ่งๆในอะตอม เป็น ***ความหนาแน่นอิเล็กตรอน***
- ค่ากำลังสองของฟังก์ชันคลื่น (Ψ^2) บอกถึงความหนาแน่นอิเล็กตรอนในบริเวณสามมิติรอบนิวเคลียส บริเวณที่พบความหนาแน่นอิเล็กตรอนมาก (ค่า Ψ^2 มาก) มีความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนสูง บริเวณที่มีความหนาแน่นอิเล็กตรอนน้อย (ค่า Ψ^2 น้อย) มีความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนต่ำ
- บริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอน($\approx$ 90-95 %) เรียกว่า ***ออร์บิทัล (Orbital)*** หรือ ***อะตอมมิกออร์บิทัล (atomic orbital)***

ออร์บิทัลของอะตอม (Atomic Orbital)

- ออร์บิทัล คือที่อยู่ของอิเล็กตรอน, วงโคจรของอิเล็กตรอน หรือบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอน
- พลังงานของอิเล็กตรอนขึ้นกับระดับพลังงานของออร์บิทัล
- ออร์บิทัลมีได้หลายแบบ แตกต่างกันที่ รูปร่าง, ขนาด, ระดับพลังงาน, และทิศทาง
- ชนิดของออร์บิทัลกำหนดโดยเลขควอนตัม (n, ℓ, m_ℓ , m_s)
- แต่ละออร์บิทัลสามารถมีอิเล็กตรอนได้มากที่สุดสองตัว (อาจไม่มีเลยก็ได้)

เลขควอนตัม (Quantum Number)

- เป็นเลขจำนวนเต็มที่ได้จากการแก้สมการของโชรดิงเงอร์ของไฮโดรเจนอะตอมตามวิธีการทางคณิตศาสตร์ ซึ่งเลขเหล่านี้สามารถนำมาใช้อธิบายพฤติกรรมและกำหนดตำแหน่งของอิเล็กตรอนได้
- เลขควอนตัมแบ่งออกเป็น 4 ชนิด คือ
  - เลขควอนตัมหลัก (Principal quantum number, n)
  - เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number, l)
  - เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number, m_l)
  - เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number, m_s)

เลขควอนตัมหลัก (Principal quantum number, n)

- เลขควอนตัมหลัก เป็นเลขจำนวนเต็ม (n = 1, 2, 3,…..∞) ตามระดับชั้นของพลังงานซึ่งมีไม่จำกัด
- ระดับพลังงานในอะตอมจะถูกจัดคร่าวๆเป็นระดับหลักหรือวง (shell)
- ค่า n กำหนดค่าระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอนในออร์บิทัล
- ค่า n สัมพันธ์กับรัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอน โดยถ้าตัวเลข n มีค่ามากก็แสดงว่าอิเล็กตรอนอยู่ห่างจากนิวเคลียสมากและมีพลังงานสูง ออร์บิทัลนั้นก็จะมีขนาดใหญ่ (ออร์บิทัลนั้นเสถียรน้อยลง)
- บางครั้งนิยมใช้ตัวอักษรพิมพ์ใหญ่ของภาษาอังกฤษแทน เช่น n=1, 2, 3, 4,… อักษรที่ใช้แทนคือ K, L, M, N,…. ตามลำดับ

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number, ℓ)

- ระดับพลังงานในแต่ละวงหลักจะประกอบด้วยระดับพลังงานวงย่อย (subshell) ซึ่งอาจมีเพียง 1 วงย่อยหรือมากกว่าก็ได้
- ค่า ℓ เป็นเลขจำนวนเต็ม มีค่าขึ้นกับค่าเลขควอนตัมหลัก (n) คือ ℓ= n-1
- ค่า ℓ มีค่าอยู่ในช่วงตั้งแต่ 0 ถึงค่าสูงสุดคือ n-1 (ℓ = 0, 1, 2, 3,….., n-1) มีจำนวนค่า n ค่า

  ถ้า n = 1, ค่า ℓ มี 1 ค่า คือ ℓ = n-1 = 1-1 = 0 นั่นคือ shell-K มี 1 subshell
  ถ้า n = 2, ค่า ℓ มี 2 ค่า คือ ℓ = 0, 1 นั่นคือ shell-L มี 2 subshell
  ถ้า n = 3, ค่า ℓ มี 3 ค่า คือ ℓ = 0, 1, 2 นั่นคือ shell-M มี 3 subshell

- ค่า ℓ บอกถึงรูปร่างของออร์บิทัล หรือระดับพลังงานย่อย (subshell)

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

(Angular momentum quantum number, ℓ)

- ค่า ℓ ยังบอกถึงโมเมนตัมเชิงมุมของอิเล็กตรอน ค่า ℓ สูงแสดงว่าอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ด้วยโมเมนตัมเชิงมุมสูงและมีพลังงานสูงด้วย
- ค่า ℓ ถูกกำหนดด้วยตัวอักษร s, p, d,….. ดังนี้

ℓ	0	1	2	3	4	5
ตัวอักษร	**s**	**p**	**d**	**f**	**g**	**h**

- หาก $\ell = 0$ เราเรียกว่า s-orbital, หาก $\ell = 1$ เราเรียกว่า p-orbital เป็นต้น

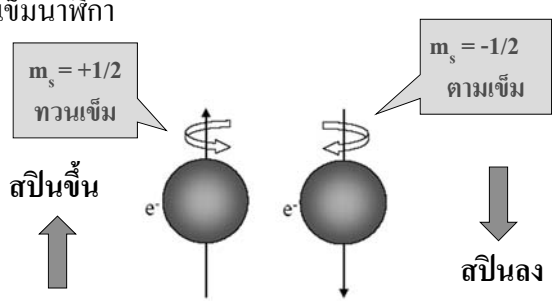
เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number, m_ℓ)

- เป็นเลขที่แสดงถึงสมบัติความเป็นแม่เหล็กของอิเล็กตรอน
- ในแต่ละระดับพลังงานย่อยจะประกอบด้วยวงที่มีทิศทางต่างกัน เรียกว่า ออร์บิทัล ในแต่ละวงย่อยอาจมีเพียง 1 ออร์บิทัล หรือมากกว่าแสดงด้วยค่า m_ℓ
- ค่า m_ℓ เป็นเลขจำนวนเต็ม ขึ้นกับค่าเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (ℓ)
- ค่า m_ℓ มีค่าตั้งแต่ $-\ell, (-\ell+1), \ldots, -2, -1, 0, 1, 2, \ldots, (\ell-1), \ell$ โดยมีค่าได้ทั้งหมดจำนวน $2\ell+1$ ตัว
- ค่า m_ℓ บอกถึงจำนวนออร์บิทัลในแต่ละระดับพลังงานย่อย เช่น

  ถ้า $\ell = 0$ ค่า m_ℓ มี $2\ell+1 = 2(0)+1 = 1$ ตัว คือ 0
  ถ้า $\ell = 1$ ค่า m_ℓ มี $2\ell+1 = 2(1)+1 = 3$ ตัว คือ -1, 0, 1
  ถ้า $\ell = 2$ ค่า $m\ell$ มี $2\ell+1 = 2(2)+1 = 5$ ตัว คือ -2, -1, 0, 1, 2

เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number, m_s)

- เป็นตัวเลขที่แสดงถึงทิศทางการหมุนรอบตัวเอง (spin) ของอิเล็กตรอน
- มีค่าเพียง 2 ค่า คือ +1/2 และ -1/2 ถ้าอิเล็กตรอนมีค่า $m_s = +1/2$ แสดงว่าอิเล็กตรอนอยู่ในสภาวะ สปินขึ้น (spin up) หรือหมุนทวนเข็มนาฬิกา ถ้าค่า $m_s = -1/2$ แสดงว่าอิเล็กตรอนอยู่ในสภาวะสปินลง (spin down) หรือหมุนตามเข็มนาฬิกา



สรุปเลขควอนตัม

- ชุดของเลขควอนตัม (n, ℓ,m_ℓ,m_s) มีไว้เพื่อระบุอิเล็กตรอน
  - n บอกว่าอิเล็กตรอนอยู่ห่างจากนิวเคลียสเท่าใด
  - ℓ และ m_ℓ บอกว่าบริเวณที่จะพบอิเล็กตรอนรอบๆนิวเคลียสมีรูปร่างอย่างไร
  - m_s บอกว่าอิเล็กตรอนมีทิศทางการหมุนอย่างไร

อิเล็กตรอนแต่ละตัวจะมีเลขควอนตัมทั้งสี่ชนิดนี้เป็นชุดหนึ่งชุดใดโดยเฉพาะ ที่ไม่ซ้ำกัน เลขควอนตัมแต่ละชุดนั้นจะตรงกับฟังก์ชันคลื่นของอิเล็กตรอน ซึ่งเป็นสิ่งกำหนดสถานะและพลังงานของอิเล็กตรอนแต่ละตัว

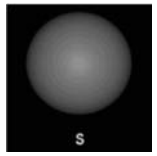
ออร์บิทัลของอะตอม (Atomic Orbital)

- **ออร์บิทัล**(orbital) คือ บริเวณที่มีความหนาแน่นของอิเล็กตรอนมากที่สุด

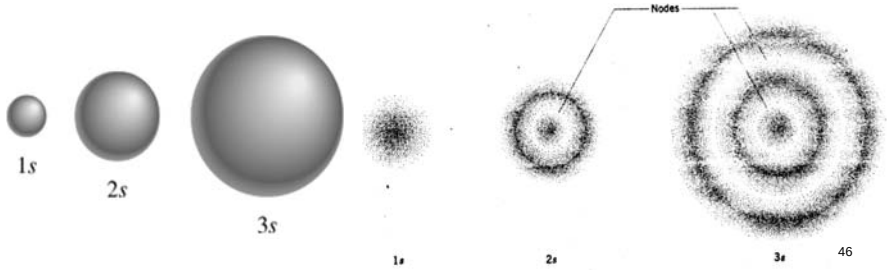
ตารางแสดงความสัมพันธ์ระหว่างเลขควอนตัมกับอะตอมมิคออร์บิทัล

n	ℓ	m_ℓ	จำนวนออร์บิทัล	สัญลักษณ์
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1, 0, 1	3	$2p_x$, $2p_y$, $2p_z$
3	0	0	1	3s
	1	-1, 0, 1	3	$3p_x$, $3p_y$, $3p_z$
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	$3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{xz}$, $3d_{x^2-y^2}$, $3d_{z^2}$

s-orbital

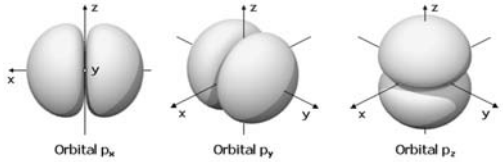


- s-orbital ($\ell = 0$, $m_\ell = 0$)
- รูปร่างออร์บิทัลเป็นทรงกลม การกระจายของอิเล็กตรอนเท่ากันทุกทิศทาง
- ขนาดออร์บิทัล และระดับพลังงาน จะเพิ่มตามเลขควอนตัมหลัก (n) ที่เพิ่มขึ้น (ขนาดของออร์บิทัล 1s < 2s < 3s < 4s,…)



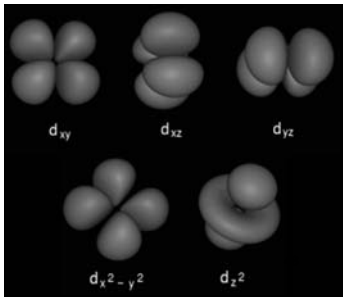
p-orbital

- p-orbital ($\ell = 1$, $m_\ell = +1, 0, -1$)
- เราพบ p-orbital เมื่อค่าควอนตัมหลักเป็น 2 (n=2)
- รูปร่างออร์บิทัลเป็นรูปดัมเบล หรือโหลบ (lobe) 2 โหลบ
- มีทั้งหมด 3 ออร์บิทัล ซึ่งทั้ง 3 ออร์บิทัลนี้จะอยู่ตามแกน x, y, z จึงเรียกว่า p_x, p_y และ p_z โดยทั้งหมดจะมีรูปร่าง ขนาด และพลังงานเท่ากัน ต่างกันเพียงทิศทางที่จัดเรียงตัวเท่านั้น
- ขนาดออร์บิทัล จะเพิ่มตามเลขควอนตัมหลัก (n) ที่เพิ่มขึ้น (2p<3p<4p,...)

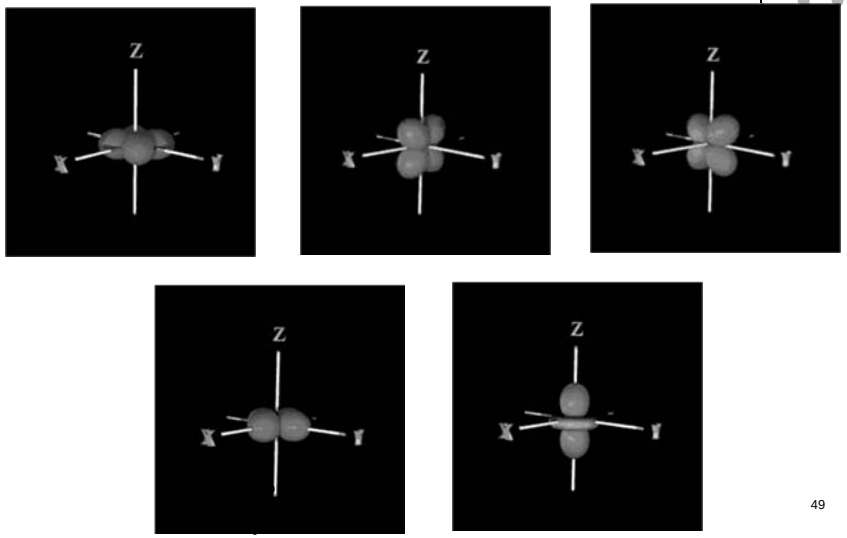


d-orbital

- d-orbital ($\ell = 2$, $m_\ell = +2, +1, 0, -1, -2$)
- รูปร่างออร์บิทัลเป็นรูปดัมเบลคู่ หรือโหลบ 4 โหลบ
- มีทั้งหมดอยู่ 5 ออร์บิทัล มีรูปร่างและทิศทางของออร์บิทัลที่แตกต่างกัน คือ
  - กลุ่มอิเล็กตรอนที่วางตัวอยู่ระหว่างแกน xy, xz, yz เรียกว่า d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}
  - กลุ่มอิเล็กตรอนที่อยู่บนแกน xy เรียกว่า d_{x2-y2}
  - กลุ่มอิเล็กตรอนที่อยู่บนแกน z เรียกว่า d_{z2}
  - ทั้งหมดจะมีพลังงานเท่ากัน (degeneracy)



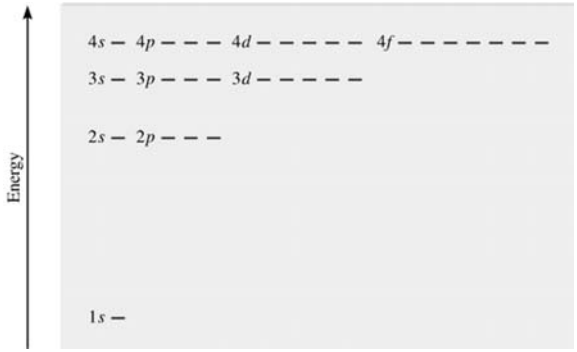
รูปร่างต่างๆของ d-orbital



ระดับพลังงานของออร์บิทัล

- พลังงานของออร์บิทัลในอะตอมที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว จะขึ้นอยู่กับเลขควอนตัมหลัก (n) เพียงอย่างเดียวเท่านั้น นั่นคือ

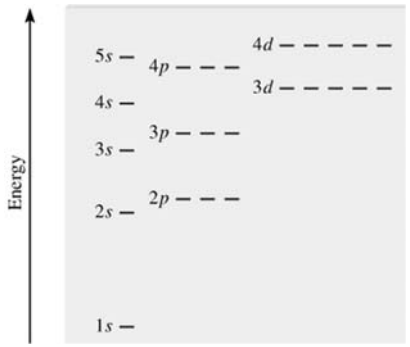
1s < 2s = 2p < 3s = 3p =3d < 4s = 4p = 4d = 4f < …

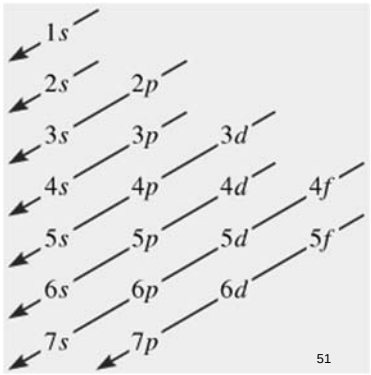


ระดับพลังงานของออร์บิทัล

- พลังงานของออร์บิทัลในอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอน จะขึ้นอยู่กับเลขควอนตัมหลัก (n) และเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (ℓ)

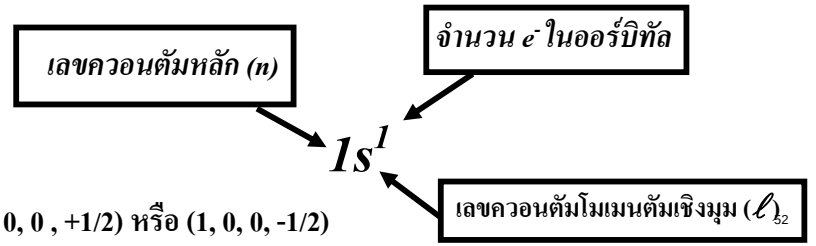
1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < …





การจัดเรียงอิเล็กตรอน (Electron Configuration)

- เลขควอนตัมทั้งสี่ (n, ℓ, m_ℓ, m_s) อธิบายถึงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล
- ใช้แสดงการกระจายของอิเล็กตรอนใน atomic orbital ต่างๆ
- จำนวนอิเล็กตรอนในอะตอมมีค่าเท่ากับเลขอะตอม Z
- ตัวอย่าง electron configuration ของไฮโดรเจน (เลขอะตอม=1) คือ



(1, 0, 0 , +1/2) หรือ (1, 0, 0, -1/2)

แผนภาพออร์บิทัล

- การจัดอิเล็กตรอนสามารถเขียนบรรยายในรูปแผนภาพออร์บิทัล ซึ่งแสดงสปินของอิเล็กตรอน
- ตัวอย่าง คือ **ไฮโดเจน** ซึ่งมี 1 อิเล็กตรอน

H

$1s^1$

- ลูกศรชี้ขึ้นแสดงการสปินหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอน และกล่องสี่เหลี่ยมแทน atomic orbital

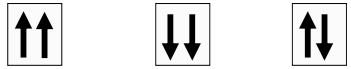
หลักการกีดกันของเพาลี (The Pauli Exclusion Principal)

- กรณีที่อะตอมมีหลายอิเล็กตรอน จะใช้ "หลักการกีดกันของเพาลี" เพื่อหาการบรรจุอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัล
- ไม่มีอิเล็กตรอนใดในอะตอม มีเลขควอนตัมทั้งสี่ (n, ℓ, m_ℓ, m_s) เหมือนกันทุกประการ เช่น อิเล็กตรอนคู่หนึ่งอาจมี n, ℓ, m_ℓ เหมือนกันได้ (คืออยู่ในออร์บิทัลเดียวกัน) แต่จะต้องมีค่า m_s ต่างกัน
- ในแต่ละออร์บิทัลจะบรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 2 ตัว ซึ่งต้องมีสปินตรงกันข้ามกัน (ค่า m_s ต่างกัน)

หลักการกีดกันของเพาลี (The Pauli Exclusion Principal)

- ตัวอย่างเช่น **ฮีเลียม** ซึ่งมีอิเล็กตรอน 2 ตัว (เลขอะตอม =2)

มี Electron configuration คือ $1s^2$

He 

$1s^2$ (a) $1s^2$ (b) $1s^2$ (c)

(a) อิเล็กตรอนทั้งคู่มีชุดเลขควอนตัม = (1,0,0,+1/2) ✗

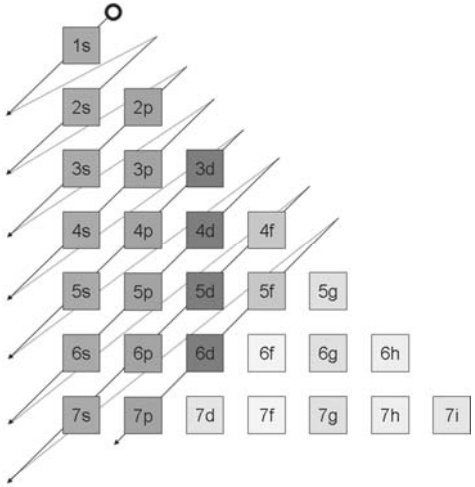
(b) อิเล็กตรอนทั้งคู่มีชุดเลขควอนตัม = (1,0,0,-1/2) ✗

(c) อิเล็กตรอนตัวหนึ่งมีเลขชุดควอนตัม = (1,0,0,+1/2) และอีกตัว = (1,0,0,-1/2) ✓

หลักของเอาฟบาว (Aufbau Principal)

- ใช้หลักของเพาลีในการจัดเรียงอิเล็กตรอน คือ ในแต่ละออร์บิทัลจะบรรจุอิเล็กตรอนได้อย่างมากที่สุด 2 ตัว (มีสปินต่างกัน)
  - ใช้เครื่องหมาย ↑ แทนอิเล็กตรอนที่มีสปินขึ้น (spin up)
  - ใช้เครื่องหมาย ↓ แทนอิเล็กตรอนที่มีสปินลง (spin down)
  - ใช้เครื่องหมาย ↑ แทนอิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัล
  - ใช้เครื่องหมาย ↑↓ แทนอิเล็กตรอนคู่ในออร์บิทัล
- การบรรจุอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัล ให้บรรจุในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดที่ยังว่างอยู่จนเต็มก่อนแล้วจึงบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีพลังงานสูงขึ้น การจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบนี้จะทำให้อะตอมมีสถานะเสถียรที่สุดเพราะพลังงานรวมทั้งหมดของอะตอมมีค่าต่ำสุด

การบรรจุอิเล็กตรอนจะบรรจุในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดไปหาออร์บิทัลที่มีพลังงานสูงขึ้นเรื่อย ๆ โดยใช้แผนภาพการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล ดังนี้



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

หลักของเอาฟบาว (Aufbau Principal)

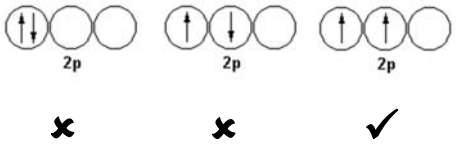
- ในแต่ละระดับพลังงานย่อย จะมีจำนวนออร์บิทัลแตกต่างกันดังนี้
  - s-orbital มี 1 ออร์บิทัลย่อย มีอิเล็กตรอนบรรจุได้ไม่เกิน 2 ตัว
  - p-orbital มี 3 ออร์บิทัลย่อย มีอิเล็กตรอนบรรจุได้ไม่เกิน 6 ตัว
  - d-orbital มี 5 ออร์บิทัลย่อย มีอิเล็กตรอนบรรจุได้ไม่เกิน 10 ตัว
  - f-orbital มี 7 ออร์บิทัลย่อย มีอิเล็กตรอนบรรจุได้ไม่เกิน 14 ตัว

จำนวนอิเล็กตรอนมากที่สุดในอะตอมิกออร์บิทัล

เลขควอนตัมหลัก (n)	จำนวน e^- ในอะตอมมิกออร์บิทัล				จำนวนอิเล็กตรอนมากที่สุดที่บรรจุได้ ($2n^2$)
	s	p	d	f	
1	2				2
2	2	6			8
3	2	6	10		18
4	2	6	10	14	32

กฎของฮุนด์ (Hund's rule)

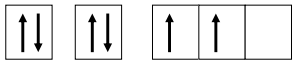
- ถ้ามีออร์บิทัลที่มีพลังงานเท่ากันมากกว่า 1 ออร์บิทัลขึ้นไปเช่น p-orbital จะใช้กฎของฮุนด์ (Hund's rule) นั่นคือ **"การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน (degenerate orbital) จะบรรจุอิเล็กตรอนตัวเดียวให้ครบทุกออร์บิทัลก่อน นั่นคือทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวและสปินในทิศทางเดียวกันมากที่สุด (สปินขึ้น)"**



กฎของฮุนด์ (Hund's rule)

- ตัวอย่างเช่น **คาร์บอน** ซึ่งมีอิเล็กตรอน 6 ตัว (เลขอะตอม = 6)

มี Electron configuration คือ $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

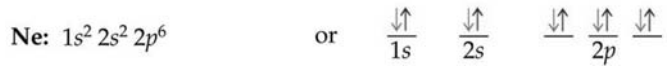
C 

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

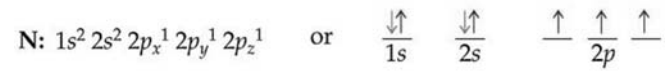
- ถ้าทุกออร์บิทัลในระดับพลังงานเดียวกันมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนอยู่เต็มจะเรียกว่า การบรรจุเต็ม (filled configuration) แต่ถ้าทุกออร์บิทัลมีอิเล็กตรอนอยู่เพียงครึ่งเดียว จะเรียกว่า การบรรจุครึ่ง (half-filled configuration) การบรรจุเต็มจะเสถียรกว่าการบรรจุครึ่ง และการบรรจุแบบครึ่งจะเสถียรกว่าการบรรจุแบบอื่นๆ

ความเสถียรของอิเล็กตรอน

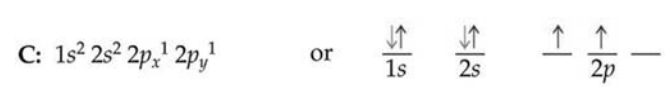
การบรรจุแบบเต็ม > การบรรจุแบบครึ่ง > การบรรจุแบบไม่เต็ม

Ne: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ or 

เสถียรกว่า

N: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$ or 

เสถียรกว่า

C: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$ or 

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

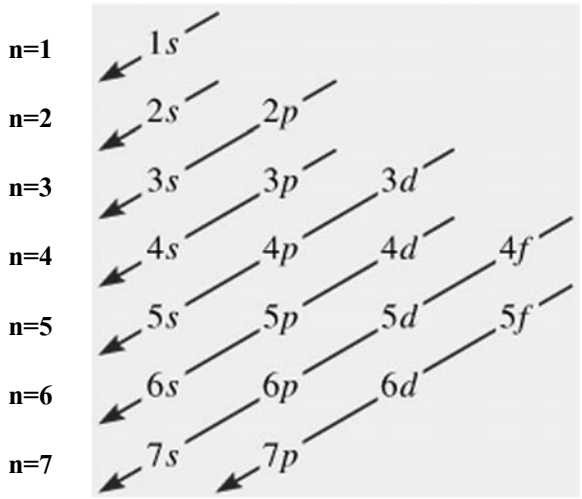
	$\#e^-$	1s	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	3s	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
H	1	↑						$1s^1$
[He]	2	↑↓						$1s^2$
Li	3	↑↓	↑					$1s^2\ 2s^1$ หรือ [He] $2s^1$
Be	4	↑↓	↑↓					$1s^2\ 2s^2$ หรือ [He] $2s^2$
B	5	↑↓	↑↓	↑				$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ หรือ [He] $2s^2\ 2p^1$
C	6	↑↓	↑↓	↑	↑			$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ หรือ [He] $2s^2\ 2p^2$
N	7	↑↓	↑↓	↑	↑	↑		$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ หรือ [He] $2s^2 2p^3$

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

	$\#e^-$	1s	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	3s	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
O	8	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑		$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ หรือ [He] $2s^2\ 2p^4$
F	9	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑		$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ หรือ [He] $2s^2\ 2p^5$
[Ne]	10	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
Na	11	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ หรือ [Ne] $3s^1$

การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนอาจเขียนย่อให้สั้นลง โดยแยกส่วนที่เป็นโครงแบบของแก๊สเฉื่อย (inert gas) ไว้ในวงเล็บ แล้วเขียนเพิ่มส่วนที่ไม่เหมือนกันไป ซึ่งการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุกลุ่มนี้จะบรรจุอิเล็กตรอนตัวสุดท้ายในออร์บิทัลจนเต็ม

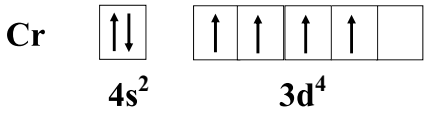
เช่น [He] = $1s^2$
[Ne] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ } e- ที่บรรจุในแต่ละ orbital เต็ม



ยังมีธาตุบางชนิดที่มีการจัดอิเล็กตรอนไม่เป็นไปตามหลักเกณฑ์ข้างต้น เช่น ธาตุโครเมียม หรือธาตุทองแดง เป็นต้น

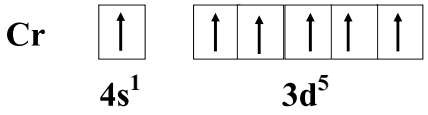
โครเมียม Cr (Z=24)

มี Electron configuration คือ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$ หรือ **[Ar]** $4s^2\ 3d^4$ ✘

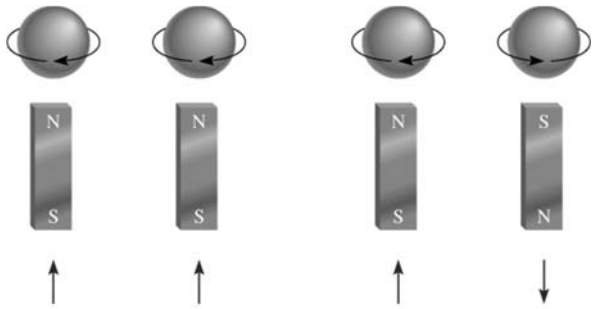


Electron configuration ที่ถูกต้องคือ

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$ หรือ **[Ar]** $4s^1\ 3d^5$ ✓ **เสถียรกว่า**



สมบัติไดอาแมกเนติกและพาราแมกเนติก



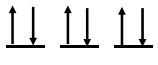
Paramagnetic

e^- ไม่เข้าคู่

2p

Diamagnetic

e^- เข้าคู่กัน



2p

Example 4.2

- จงเขียนชุดเลขควอนตัมที่เป็นไปได้ทั้งหมดของอิเล็กตรอนใน 3p ออร์บิทัล

  เลขควอนตัมหลัก (n) = 3 และเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (ℓ) = 1

  กรณี $\ell = 1$ จะมีค่า m_ℓ 3 ค่าคือ -1, 0, +1 และเนื่องจาก m_s มีค่าเป็น +1/2 และ -1/2 ดังนั้นจึงมีชุดเลขควอนตัม (n, ℓ, m_ℓ, m_s) ทั้งหมด 6 ชุดที่เป็นไปได้คือ (3, 1, -1, +1/2) (3, 1, -1, -1/2)

  (3, 1, 0, +1/2) (3, 1, 0, -1/2)

  (3, 1, +1, +1/2) (3, 1, +1, -1/2)

  โดยทั้ง 6 แบบ มีค่า n และ ℓ เหมือนกันหมด แตกต่างกันเพียงค่า m_ℓ และ m_s

Example 4.3

- จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนในสถานะพื้นของอะตอม
  - ซัลเฟอร์ (S) (เลขอะตอม = 16)

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

  - พาลาเดียม (Pd) (เลขอะตอม = 46)

  ซึ่งมีสมบัติไดอาแมกเนติก

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