

พื้นฐานทฤษฎีอะตอมและโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม

(Basic of Atomic Theory and Electronic Structure of Atoms)

1.1 โครงสร้างอะตอม

1.1.1 แบบจำลองอะตอม

ในปี ค.ศ.1808 ดอลตัน (John Dalton) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ เสนอแนวคิดเกี่ยวกับอะตอม ซึ่งสอดคล้องกับกฎทรงมวลและกฎสัดส่วนคงที่ แนวคิดสำคัญที่เป็นสมมติฐานของดอลตันสรุปได้ดังนี้

1) สสาร (matter) ทั้งหมดทั้งปวงประกอบขึ้นด้วยอนุภาคที่เรียกว่า อะตอม โดยอะตอมเป็นอนุภาคที่เล็กมากจนไม่สามารถแบ่งแยกได้และไม่สามารถสร้างขึ้นใหม่หรือทำลายได้

สมมติฐานนี้ได้แนวคิดมาจากเดโมครีตัส (Democritus, 460-370 BC) และกฎอนุรักษมวล (mass conservation) ของลาวัวซีเย (Antoine-Laurent de Lavoisier)

2) อะตอมของธาตุชนิดหนึ่งไม่สามารถเปลี่ยนเป็นอะตอมของธาตุอีกชนิดหนึ่งได้

สมมติฐานข้อนี้ขัดแย้งกับความเชื่อทางเคมีเกี่ยวกับการเล่นแร่แปรธาตุ (magical transmutation)

3) อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันจะเหมือนกัน และอะตอมของธาตุต่างชนิดกันจะแตกต่างกัน

4) สารประกอบที่เกิดจากการรวมตัวของธาตุสองชนิดหรือมากกว่าสองชนิดขึ้นไป จะมีอัตราส่วนของจำนวนอะตอมคงที่

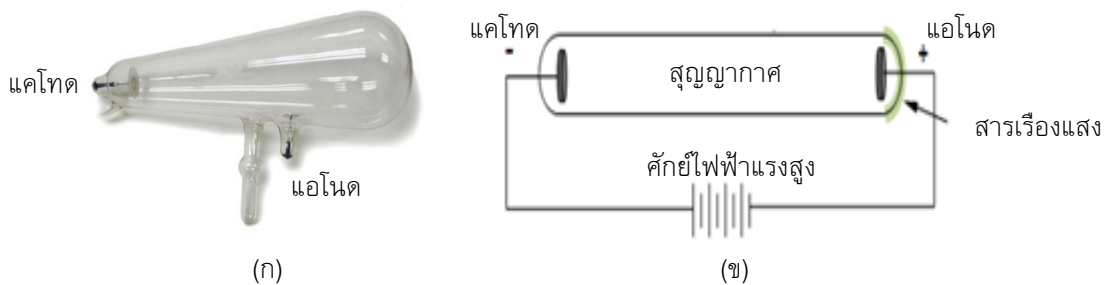
หลังจากสมมติฐานอะตอมของดอลตัน (Dalton's postulate) ได้ถูกนำเสนอขึ้น รูปร่างอะตอมเป็นเสมือนวัตถุทรงกลมที่มีขนาดเล็กมากจนไม่สามารถแบ่งแยกต่อไปได้อีก ไม่สามารถทำลายหรือเปลี่ยนแปลงได้ แต่การทดลองตั้งแต่ปี ค.ศ.1850 จนถึงศตวรรษที่ 20 นักวิทยาศาสตร์ได้แสดงให้เห็นว่า อะตอมยังมีอนุภาคที่เล็กลงไปอีกได้แก่ อิเล็กตรอน (electron) โปรตอน (proton) และนิวตรอน (neutron)

การค้นพบอิเล็กตรอน

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

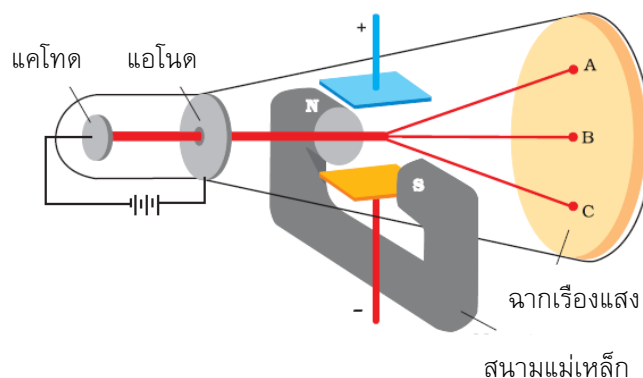
ในปี ค.ศ.1879 ครูกส์ (William Crookes) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ ประดิษฐ์หลอดแก้วที่เรียกว่า หลอดรังสีแคโทด (cathode ray tube) โดยพัฒนามาจากหลอดไกสส์เลอร์ซึ่งเป็นผลงานของนักฟิสิกส์ชาวเยอรมันที่ชื่อว่าไกสส์เลอร์ (Heinrich Geissler, ปี ค.ศ.1857) ครูกส์ได้ศึกษาสมบัติของรังสีแคโทด จากเป็นหลอดแก้วที่มีแผ่นโลหะเป็นขั้วไฟฟ้าสองขั้วคือ ขั้วบวก เรียกว่า แอโนด (anode) และขั้วลบ เรียกว่า แคโทด (cathode) ดังภาพที่ 1.1(ก) เมื่อสูบเอาอากาศออกเกือบหมดแล้วผ่านศักย์ไฟฟ้าแรงสูง

เข้าไป จะทำให้เกิดลำรังสีขึ้นระหว่างขั้วทั้งสอง พบว่าบริเวณใกล้ขั้วบวก (แอโนด) ปรากฏเรืองแสงสีเขียวอ่อนๆ ขึ้น ซึ่งน่าจะเกิดจากรังสีที่พุ่งมาจากขั้วแคโทดมายังขั้วแอโนด ดังนั้นแสดงได้ว่าการเรืองแสงอาจเกิดจากการแผ่รังสีบางอย่างออกจากขั้วแคโทดและพุ่งตรงไปกระทบกับหลอดแก้วซึ่งฉาบสารเรืองแสง (สังกะสีซิลไฟด์) ไว่ใกล้ๆ กับขั้วแอโนด นอกจากนั้น ครูลส์ได้ทำการทดลองซ้ำ โดยเปลี่ยนหลอดแก้วเป็นแบบต่างๆ ซึ่งผลปรากฏเช่นเดียวกัน ดังนั้น ครูลส์จึงสรุปว่า จะต้องมียังรังสีชนิดหนึ่งออกจากขั้วลบและพุ่งตรงไปยังขั้วบวก เรียกรังสีที่ออกมาจากขั้วลบนี้ว่า รังสีแคโทด (cathode ray)



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

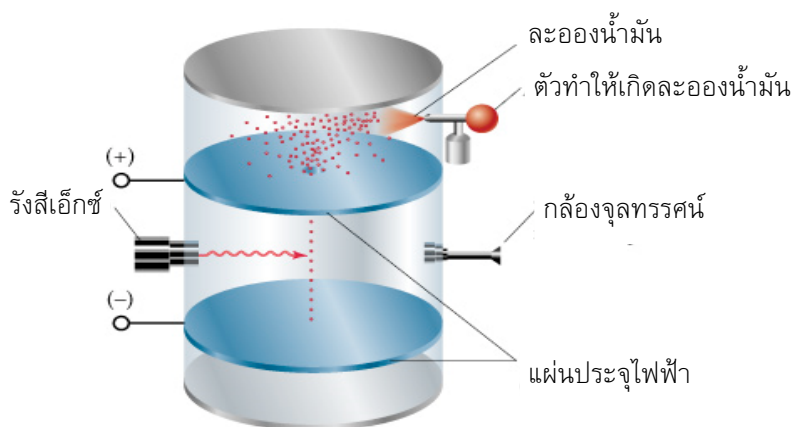
ในปี ค.ศ.1897 ทอมสัน (Joseph John Thomson) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ ได้ดัดแปลงหลอดรังสีแคโทดโดยภายในบรรจุแก๊สความดันต่ำ ขั้วทำด้วยโลหะเมื่อผ่านไฟฟ้าที่มีศักย์สูงๆ จะสังเกตเห็นการไหลของกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้นโดยมีทิศทางการไหลจากขั้วแคโทด และจะทะลุผ่านขั้วของแอโนดไปกระทบกันจนที่เคลือบด้วยสารเรืองแสงทำให้เห็นเป็นแสงสว่างเกิดขึ้น โดยปกติรังสีแคโทดเคลื่อนที่เป็นเส้นตรง แต่ถ้าอยู่ในสนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้าจะเกิดการเลี้ยวเบนไปยังทิศทางที่เป็นขั้วบวกของสนามไฟฟ้า ทอมสันพบว่ารังสีที่เกิดขึ้นเกิดการเลี้ยวเบนเมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้า แต่ถ้าไม่อยู่ทั้งในสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้า หรืออยู่ในทั้งสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าพร้อมกัน จะเคลื่อนที่เป็นเส้นตรงเนื่องจากรังสีจะเกิดการหักล้างกันหมดซึ่งเป็นตามทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า ดังภาพที่ 1.2 รังสีแคโทดจะกระทบปลายหลอดที่จุด A เมื่ออยู่ในสนามไฟฟ้า (หมายถึงรังสีเคลื่อนที่เปียงเบนเข้าหาขั้วบวกของสนามไฟฟ้า) และกระทบที่จุด C เมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็ก และที่จุด B เมื่อไม่มีทั้งสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าหรือเมื่อมีทั้งสองสนามจึงหักล้างกันไป สรุปได้ว่ารังสีแคโทดประกอบด้วยอนุภาคที่มีประจุลบ



ภาพที่ 1.2 พฤติกรรมของรังสีแคโทดในสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็ก
ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p41

จากการทดลองของทอมสันทำให้สามารถคำนวณหาอัตราส่วนประจุไฟฟ้าต่อมวล (charge/mass ratio) ของอิเล็กตรอน (e/m) มีค่าเท่ากับ 1.76×10^8 คูลอมป์ต่อกรัม (C/g) ค่านี้เป็นค่าคงที่ ไม่ขึ้นกับชนิดของแก๊สที่ใช้ในการทดลอง จากผลงานการค้นพบอิเล็กตรอนทำให้ทอมสันได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี ค.ศ. 1906 แต่ขณะนั้นยังไม่ทราบเกี่ยวกับขนาดของประจุไฟฟ้า (charge) และขนาดมวลของอิเล็กตรอนที่แน่นอน

ในปี ค.ศ. 1908 มิลลิแกน (Robert Andrews Millikan) นักฟิสิกส์ชาวอเมริกันทำการทดลองเพื่อหาค่าประจุไฟฟ้าของอิเล็กตรอน โดยการทดลองประกอบด้วยแผ่นโลหะที่ขั้วต่างกันและแหล่งกำเนิดรังสีเอ็กซ์ (X-ray) การทดลองนี้เรียกว่า การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน (Millikan's oil drop experiment) ดังภาพที่ 1.3 แผ่นโลหะที่อยู่ด้านบนมีประจุบวก เจาะรูขนาดเล็กๆ ตรงกลาง เมื่อรังสีเอ็กซ์ชนกับอะตอมของแก๊ส (อากาศ) ที่บรรจุในถัง อากาศจะแตกตัวเป็นไอออน (ion) และอิเล็กตรอน (electron) และอิเล็กตรอนจะยึดจับกับละอองน้ำมันที่หยดลงมาจากกระบอกฉีดและผ่านแผ่นโลหะประจุบวก การวัดความเร็วปลายของมวลของละอองน้ำมันด้วยกล้องจุลทรรศน์ เมื่อปิดสนามไฟฟ้า ทำการวัดมวลของหยดน้ำมันจากความเร็วที่ตกลงมา และเมื่อปรับสนามไฟฟ้าเพิ่มขึ้น พบว่าหยดน้ำมันหยุดนิ่งในอากาศ มิลลิแกนคำนวณค่าประจุไฟฟ้าของหยดน้ำมันได้หลายค่าเช่น 1.60×10^{-19} , 3.20×10^{-19} และ 4.80×10^{-19} เป็นต้น ซึ่งตัวเลขที่คำนวณได้เหล่านี้พบว่าจะเป็นจำนวนเท่าของ 1.60×10^{-19} มิลลิแกนจึงสรุปว่าหยดน้ำมันแต่ละหยดมีจำนวนอิเล็กตรอนไม่เท่ากัน และอิเล็กตรอนแต่ละตัวมีประจุเป็น 1.60×10^{-19} คูลอมป์ (มิลลิแกนได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ ในปี ค.ศ. 1923)



ภาพที่ 1.3 การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน

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

จากอัตราส่วนประจุไฟฟ้าต่อมวลของอิเล็กตรอน (e/m) เท่ากับ 1.76×10^8 คูลอมป์/กรัม (C/g) และประจุไฟฟ้าของอิเล็กตรอน (e) เท่ากับ 1.60×10^{-19} คูลอมป์ (C) มวลของอิเล็กตรอนคำนวณได้จาก

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

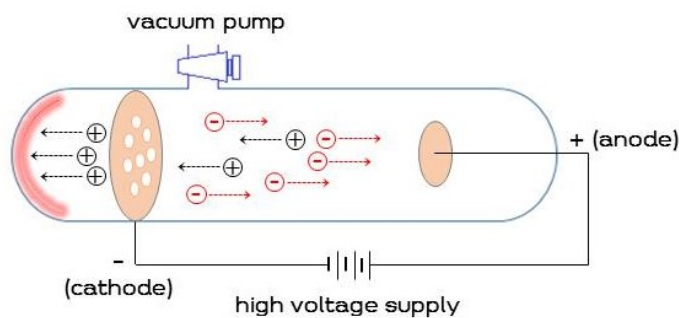
$$\text{ดังนั้น มวลของอิเล็กตรอน} = \frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

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

การค้นพบโปรตอนและนิวเคลียส

เนื่องจากอะตอมมีสมบัติเป็นกลางทางไฟฟ้า ทำให้นักวิทยาศาสตร์เชื่อว่าจะต้องมีอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าเป็นบวกเป็นองค์ประกอบจำนวนเท่ากับอนุภาคของอิเล็กตรอน ในปี ค.ศ.1866 โกลด์ชไตน์ (Eugen Goldstein) นักฟิสิกส์ชาวเยอรมันสามารถพิสูจน์ให้เห็นว่ามีรังสีหรืออนุภาคที่เป็นประจุบวกเกิดขึ้นพร้อมกับรังสีแคโทดในหลอดแก้วที่ใช้ทดลองด้วย

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



ภาพที่ 1.4 หลอดรังสีแคโทดที่ดัดแปลงในการทดลองของโกลด์ชไตน์

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

จากผลการทดลองของโกลด์ชไตน์ 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

ผลการทดลองของโกลด์ชไตน์สรุปได้ว่า อัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) ของรังสีแอนโนดขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊สเพียงอย่างเดียว เนื่องจากแก๊สต่างชนิดกันจะมีมวลแตกต่างกัน แสดงว่าอนุภาคประจุบวกที่

เกิดขึ้นในหลอดรังสีแคโทด เกิดจากอะตอมของแก๊สเท่านั้น นอกจากนี้ยังพบว่าแก๊ส H_2 จะได้อนุภาคประจุบวกเท่ากับประจุลบ การค้นพบอิเล็กตรอนซึ่งเป็นอนุภาคที่เป็นประจุลบ (negative charge) และโปรตอนที่มีอนุภาคเป็นประจุบวก (positive charge) ซึ่งสอดคล้องกับความเชื่อของนักวิทยาศาสตร์ที่ยอมรับว่าอะตอมของธาตุในสถานะแก๊สจะมีสมบัติที่เป็นกลางทางไฟฟ้า ดังนั้นจึงสรุปได้ว่าอะตอมต้องมีอนุภาคลบและอนุภาคบวกอย่างละเท่าๆ กัน

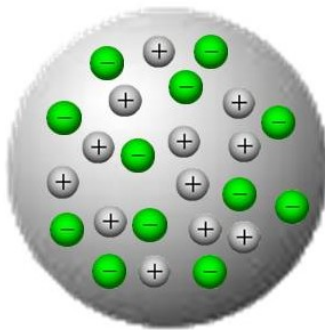
จากอัตราส่วนประจุต่อมวลของแก๊ส H_2 (e/m) เท่ากับ 9.58×10^4 คูลอมป์/กรัม (C/g) และประจุของอิเล็กตรอน (e) เท่ากับ 1.60×10^{-19} คูลอมป์ (C) มวลของโปรตอนคำนวณได้จาก

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

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 ทอมสันได้เสนอแบบจำลองอะตอมขึ้นเป็นคนแรกเรียกว่า plum-pudding model กล่าวคือ อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลม ประกอบด้วยอนุภาคที่เป็นลบ เรียกว่าอิเล็กตรอน และอนุภาคที่เป็นบวกเรียกว่าโปรตอน อยู่อย่างกระจายกระจายสม่ำเสมอภายในอะตอม ดังภาพที่ 1.5



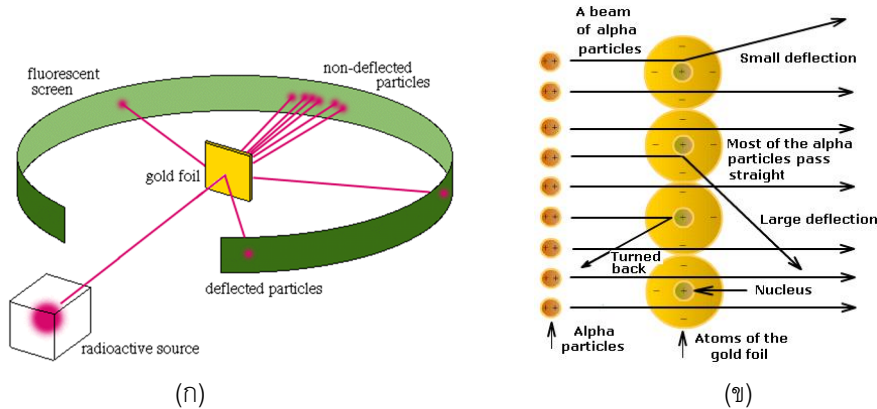
ภาพที่ 1.5 แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

ในปี ค.ศ. 1910 รัทเทอร์ฟอร์ด (Lord Ernest Rutherford) นักฟิสิกส์ชาวนิวซีแลนด์ ทำการทดลองเพื่อศึกษาแบบจำลองอะตอมของทอมสัน แต่กลับพบผลที่ไม่เป็นตามที่คาดและไม่สอดคล้องกับแบบจำลองอะตอมของทอมสัน รัทเทอร์ฟอร์ดทำการยิงรังสีแอลฟา (alpha particle, α) ซึ่งเป็นอนุภาคประจุบวกไปยังแผ่นทองคำที่บางประมาณ 0.4 ไมโครเมตร (ซึ่งหมายความว่ามิอะตอมของทองคำ (Au) ซ้อนกันอยู่ประมาณ 1000 ชั้น) รัทเทอร์ฟอร์ดพบว่ารังสีแอลฟาส่วนใหญ่ทะลุผ่านแผ่นทองคำเป็นเส้นตรง มีรังสีบางส่วนเกิดการหักเหและมีรังสีส่วนน้อยมาก (1 ใน 100,000) เกิดการสะท้อนกลับทางเดิม แสดงในภาพที่ 1.6(ก) ซึ่งจากผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดทำให้ขัดแย้งกับแบบจำลองอะตอมของทอมสัน 2 ประเด็นคือ

1) รังสีแอลฟา (α -particle) ซึ่งเกิดจากอะตอมฮีเลียม (He) มีประจุเป็นบวกและมีมวลมาก (มากกว่า H ประมาณ 4 เท่า) ควรต้องชนกับโปรตอน (ประจุบวก) ที่อยู่กระจายภายในอะตอมตามแบบจำลองอะตอมของทอมสัน และควรส่งผลให้รังสีแอลฟาน่าจะเบี่ยงเบนหรือสะท้อนกลับมากกว่า

ที่จะทะลุผ่านตรงไป แต่จากผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดแสดงให้เห็นว่าอะตอมมีช่องว่างจำนวนมาก จึงทำให้รังสีแอลฟาส่วนใหญ่ทะลุผ่านตรงไปได้

2) รังสีที่เบี่ยงเบนจากแนวเส้นตรงแสดงว่าต้องเฉียดเข้าใกล้อนุภาคประจุบวกในอะตอม และรังสีที่สะท้อนกลับแสดงว่าต้องชนกับอนุภาคประจุบวกซึ่งเป็นประจุที่เหมือนกันในอะตอม จึงเกิดการผลักกันอย่างรุนแรง ดังนั้นอนุภาคประจุบวกในอะตอมน่าจะรวมตัวกันอย่างหนาแน่น



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

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

รัทเทอร์ฟอร์ดอธิบายผลการกระเจิงของรังสีแอลฟา จากการพุ่งชนอะตอมทองคำในแผ่นทองคำว่าบริเวณใจกลางอะตอมน่าจะเป็นที่รวมของอนุภาคประจุบวก (โปรตอน) จึงมีความหนาแน่นมาก ส่งผลให้รังสีแอลฟาเบี่ยงเบนหรือสะท้อนกลับเมื่อเฉียดเข้าใกล้หรือชน ส่วนบริเวณรอบนอกจะเป็นอนุภาคประจุลบ (อิเล็กตรอน) โดยในอะตอมอนุภาคประจุบวกและอนุภาคประจุลบจะมีจำนวนเท่ากัน จากการทดลองพบว่ารังสีแอลฟา 1 ใน 100,000 อนุภาค เบี่ยงเบนออกไปเป็นมุมใหญ่กว่า 90° ทั้งนี้เนื่องจากเมื่อรังสีแอลฟาเข้าใกล้นิวเคลียสจะมีแรงผลักระหว่างประจุบวกค่อนข้างสูง มุมที่เบี่ยงเบนไปจึงกว้างและถ้าอนุภาคพุ่งตรงเข้าหานิวเคลียสจะมีแรงผลักอย่างแรง ทำให้รังสีมีทิศทางสะท้อนกลับ ดังภาพที่ 1.6(ข)

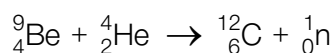
รัทเทอร์ฟอร์ดได้เสนอว่า ภายในอะตอมส่วนใหญ่จะเป็นที่ว่าง ซึ่งเป็นที่อยู่ของอิเล็กตรอน และประจุบวกทั้งหมดรวมกันอยู่ที่ตรงกลางอะตอม เรียกว่านิวเคลียส (nucleus)

การค้นพบนิวตรอน

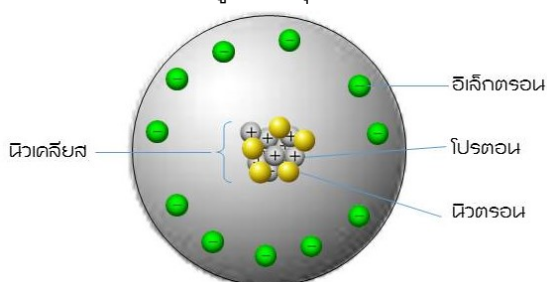
รัทเทอร์ฟอร์ดสามารถอธิบายที่อยู่ของโปรตอนที่เราเรียกว่านิวเคลียส แต่พบข้อสงสัยอีกประการหนึ่งคืออะตอม H ซึ่งเป็นอะตอมที่เล็กที่สุด มีโปรตอนจำนวน 1 โปรตอน และอะตอม He มี 2 โปรตอน ดังนั้นอัตราส่วนระหว่างมวลของ He ต่อ H ควรเท่ากับ 2:1 (เพราะว่าอิเล็กตรอนเบากว่าโปรตอนมาก จึงไม่นำมาพิจารณา) แต่ในความเป็นจริงอัตราส่วนระหว่างมวลของ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

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

เปลี่ยนชนิดโลหะจากเบริลเลียมเป็นธาตุโลหะอื่น ๆ พบว่ามีอนุภาคที่ไม่มีประจุ (${}^1_0\text{n}$) เกิดขึ้นเช่นเดียวกับโลหะเบริลเลียมทุกครั้ง เรียกอนุภาคที่ไม่มีประจุว่า นิวตรอน (neutron)



แชดวิกได้แสดงให้เห็นว่าอนุภาคนี้เป็นกลางทางไฟฟ้าด้วยตัวมันเอง ไม่ได้เกิดจากการจับคู่กันระหว่างโปรตอนและอิเล็กตรอนแต่อย่างใด การค้นพบอนุภาคนิวตรอนในอะตอมทำให้แชดวิกได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี ค.ศ. 1935 และการค้นพบนิวตรอนทำให้โครงสร้างอะตอมที่เคยเสนอมาก่อนหน้านี้ไม่สมบูรณ์ เพราะไม่มีการระบุอนุภาคนิวตรอนในโครงสร้างอะตอม รัทเทอร์ฟอร์ดเสนอแบบจำลองอะตอมใหม่ที่ว่าในอะตอมนั้นมีโปรตอนและนิวตรอนรวมอยู่ด้วยกันในนิวเคลียสและมีอิเล็กตรอนที่มีขนาดเล็กมากเคลื่อนที่กระจายอยู่เป็นกลุ่มรอบ ๆ นิวเคลียส ดังแสดงในภาพที่ 1.7



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

อะตอมประกอบด้วยอนุภาคมูลฐาน 3 ชนิดคือ อิเล็กตรอน (e) โปรตอน (p) และนิวตรอน (n) โดยอะตอมมีมวลน้อยมาก เนื่องจากอนุภาคมูลฐานที่อยู่ในอะตอมมีขนาดเล็กและมีมวลน้อยมาก ดังแสดงในตารางที่ 1.1 โดยบริเวณใจกลางเป็นนิวเคลียสที่มีความหนาแน่นสูง เนื่องจากภายในมีโปรตอนและนิวตรอนมีมวลเกือบเท่ามวลของอะตอม ส่วนรอบ ๆ นิวเคลียสจะมีอิเล็กตรอนโคจรรอบ ๆ โดยนิวเคลียสมีขนาดเส้นผ่านศูนย์กลางประมาณ 10^{-13} เซนติเมตร (cm) ซึ่งเล็กกว่าอะตอมที่มีเส้นผ่านศูนย์กลางมีขนาด 10^{-8} เซนติเมตร ต่อมาได้มีการกำหนดหน่วยมวลอะตอม (atomic mass unit, amu) ขึ้นมาใช้ โดยกำหนดให้ 1.66054×10^{-24} กรัม เท่ากับ 1 amu หรือ 1 Dalton (D) เพื่อเป็นเกียรติแก่ดอลตัน

ตารางที่ 1.1 มวลและประจุของอนุภาคมูลฐานในอะตอม

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

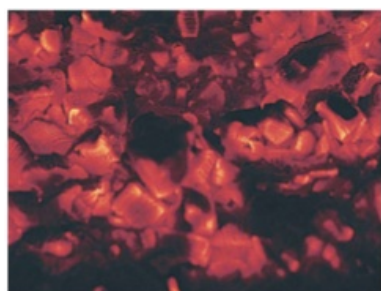
1.1.2 ทฤษฎีควอนตัม

แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดแม้จะได้รับการยอมรับกันว่าใกล้เคียงความเป็นจริง แต่ไม่สามารถอธิบายข้อสงสัย 2 ประการได้ คือ

1) เพราะเหตุใดโปรตอน (ประจุไฟฟ้าบวก) จึงรวมอยู่ด้วยกันในนิวเคลียสได้ ซึ่งควรเกิดแรงผลักรันเพราะมีประจุไฟฟ้าเหมือนกัน

2) เพราะเหตุใดอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสได้อย่างสม่ำเสมอและระยะห่างของการเคลื่อนที่เท่าเดิม โดยไม่สูญเสียพลังงานหรือถูกดูดเข้าใกล้นิวเคลียส เพราะทฤษฎีพลศาสตร์ไฟฟ้าแบบดั้งเดิมเชื่อว่าอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่เป็นวงกลมจะเปล่งรังสีแม่เหล็กไฟฟ้า ความถี่ของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าขึ้นกับจำนวนรอบของการหมุนต่อวินาที ดังนั้นการเปล่งรังสีเป็นการสูญเสียพลังงาน ควรส่งผลให้รัศมีวงโคจรรอบนิวเคลียสลดลง ประกอบกับนิวเคลียสมีความเป็นประจุบวกอย่างหนาแน่น

นักวิทยาศาสตร์พยายามค้นหาทฤษฎีเพื่ออธิบาย โดยอาศัยปรากฏการณ์ที่สังเกตจากการเปล่งแสงของวัตถุเมื่อได้รับความร้อน ที่เรียกว่า การเปล่งแสงของวัตถุดำ (blackbody radiation) กล่าวคือเมื่อวัตถุได้รับความร้อนประมาณ 1000 เคลวิน วัตถุนั้นจะเปล่งแสงที่มองเห็นได้ ตัวอย่างการเปล่งแสงสีแดงของถ่าน (smoldering coal) เมื่อได้รับความร้อนหรือเมื่ออุณหภูมิประมาณ 1500 เคลวิน วัตถุจะเปล่งแสงที่สว่างมากหรือเป็นสีส้มสว่าง และที่อุณหภูมิสูงกว่า 2000 เคลวิน วัตถุจะเปล่งแสงที่สว่างมากกว่าจนเป็นสีขาวเหมือนแสงเปล่งจากไส้หลอดไฟฟ้า (lightbulb filament) ดังภาพที่ 1.8 ปรากฏการณ์เหล่านี้เป็นการเปลี่ยนความเข้ม (intensity) และความยาวคลื่น (wavelength) ของแสงที่เปล่งออกมาของวัตถุเมื่อได้รับความร้อนซึ่งเป็นสมบัติเฉพาะของการเปล่งแสงของวัตถุดำ การพยายามอธิบายปรากฏการณ์เหล่านี้ด้วยทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้าแบบดั้งเดิม (classical electromagnetic theory) ไม่ประสบผลสำเร็จ



smoldering coal



electric heating element



lightbulb filament

ภาพที่ 1.8 ตัวอย่างการเปล่งแสงของวัตถุ

ที่มา: Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p265

ในปี ค.ศ.1900 พลังค์ (Max Planck) นักฟิสิกส์ชาวเยอรมัน ได้เสนอทฤษฎีที่อธิบายถึงการเปล่งรังสีออกจากวัตถุดำ เมื่อให้ความร้อนมากๆ แก่วัตถุ วัตถุจะเปลี่ยนสี ชนิดของรังสีที่เปล่งออกมาและความเข้มของรังสีที่เปล่งออกมาขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ พลังค์เสนอแนวคิดใหม่โดยขัดแย้งกับทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้าแบบดั้งเดิมโดยสิ้นเชิง โดยเสนอว่าอะตอมหรือโมเลกุลสามารถเปล่งพลังงานได้เฉพาะบางค่า (certain quantity of energy) เท่านั้น แต่ละอะตอมจึงมีพลังงานเฉพาะค่าเท่านั้น ดังนั้นพลังงานของรังสีที่เปล่งออกจากอะตอมมีปริมาณที่จำเพาะ (fixed quantity) และมีลักษณะคล้ายกับเป็นกลุ่มก้อน

เรียกว่า ควอนไทซ์ (quantized) การเปลี่ยนแปลงพลังงานของอะตอมเกิดขึ้นเมื่ออะตอมดูดกลืนหรือเปล่งพลังงานเป็นกลุ่มก้อน (packet) ซึ่งกลุ่มก้อนพลังงานดังกล่าว เรียกว่า ควอนตัม (quantum) ซึ่งพลังงานของควอนตัมจึงเท่ากับ $h\nu$ ดังนั้นอะตอมจะเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของมันโดยการเปล่งแสง (หรือดูดกลืนแสง) จำนวนอย่างน้อยหนึ่งควอนตา และพลังงานของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าที่เปล่งออก (หรือดูดกลืน) จะเท่ากับความแตกต่างของแต่ละระดับพลังงาน พลังงานของแต่ละควอนตัม (E) จะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความถี่ (ν) ดังสมการ

$$E = nh\nu \quad \text{.....(1.1)}$$

เมื่อ E = พลังงานของแสง (J)

n = ค่าคงที่เป็นเลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3

h = ค่าคงที่ของพลังค์ (6.626×10^{-34} J/s)

ν = ความถี่คลื่นแสง (Hz)

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

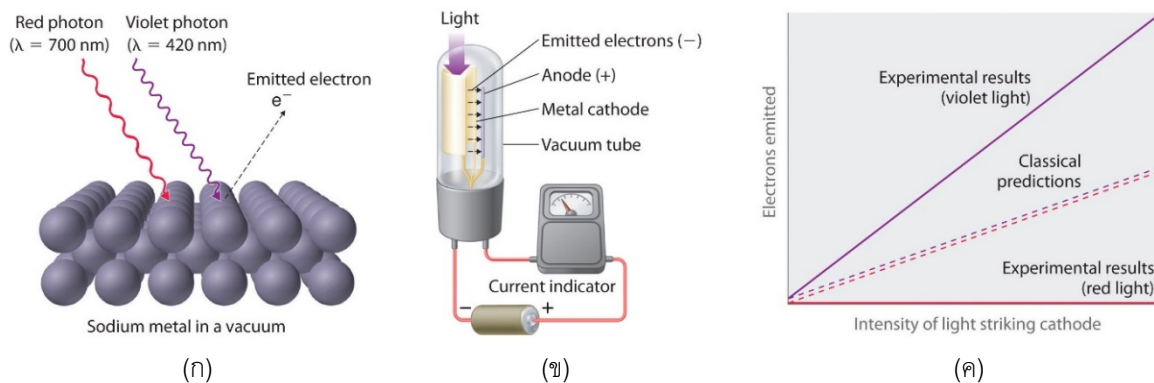
ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก

ในปี ค.ศ. 1887 เฮิร์ตซ์ (Heinrich Hertz) พบว่าเมื่อฉายรังสีอัลตราไวโอเลต (ultraviolet, UV) ไปยังขั้วไฟฟ้าซึ่งอยู่ในวงจรจะมีประจุไฟฟ้าหลุดออกมา ต่อมา ฮอลล์วอซส์ (Wilhelm Hallwachs) พบว่าเมื่อมีแสงหรือรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าที่มีความถี่สูงตกกระทบผิวของโลหะ จะมีอิเล็กตรอนหลุดออกจากผิวโลหะ ปรากฏการณ์ดังกล่าวนี้เรียกว่า ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก (photoelectric effect) และเรียกอิเล็กตรอนอิสระที่หลุดออกจากผิวโลหะว่า โฟโตอิเล็กตรอน (photoelectron)

ทฤษฎีฟิสิกส์ดั้งเดิม (classical physics) ทำนายว่าจำนวนอิเล็กตรอนที่หลุดออกจากผิวโลหะและพลังงานจลน์ของโฟโตอิเล็กตรอนเหล่านั้นขึ้นอยู่กับความเข้มของรังสีที่ตกกระทบเท่านั้น โดยไม่ขึ้นกับความถี่ของรังสีที่ตกกระทบ แต่ความเป็นจริงพบว่า โลหะแต่ละชนิดมีสมบัติเฉพาะของความถี่ขีดเริ่ม (threshold frequency) ที่พอเหมาะกับการเกิดโฟโตอิเล็กตรอนได้ สรุปได้ดังนี้

1) เมื่อรังสีที่มีความถี่ต่ำกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะตกกระทบผิวโลหะ แม้จะมีความเข้มของรังสีมากเพียงใดก็ตาม จะไม่ทำให้เกิดโฟโตอิเล็กตรอนขึ้นได้ เช่นในกรณีของโฟตอนที่มีความยาวคลื่น 700 nm ดังภาพที่ 1.9(ก) แต่ถ้ารังสีมีความถี่สูงกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ เช่นในกรณีของโฟตอนที่มีความยาวคลื่น 400 nm จะทำให้เกิดโฟโตอิเล็กตรอนขึ้น ดังภาพที่ 1.9(ก) (หมายเหตุ โฟตอนที่มีความยาวคลื่น 700 nm มีความถี่น้อยกว่าโฟตอนที่มีความยาวคลื่น 400 nm)

2) ในการศึกษาโฟโตอิเล็กทริกเซลล์ ดังภาพที่ 1.9(ข) พบว่ารังสีที่มีความถี่สูงกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ จำนวนโฟโตอิเล็กตรอนที่หลุดออกจากผิวโลหะจะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มของรังสี และพลังงานจลน์ของโฟโตอิเล็กตรอนจะเป็นสัดส่วนกับความถี่ของรังสี ดังภาพที่ 1.9(ค)



ภาพที่ 1.9 ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก (ก) แสดงพลังงานโฟตอนตกกระทบบัผิวโลหะ
(ข) โฟโตอิเล็กทริกเซลล์ และ (ค) ความสัมพันธ์ระหว่างโฟโตอิเล็กตรอนกับความเข้มของแสง
ที่มา: Averil, Principles of General Chemistry. (Online).

ในปี ค.ศ.1905 ไอน์สไตน์ (Albert Einstein) ได้ใช้ทฤษฎีควอนตัมของพลังค์มาอธิบายปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก โดยรังสีที่ตกกระทบบัผิวโลหะแล้วทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากผิวโลหะไปได้นั้น โดยโลหะแต่ละชนิดต้องการพลังงานเฉพาะตัวค่าหนึ่งที่จะทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกไปได้ ไอน์สไตน์อธิบายปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริกโดยคิดว่าพลังงานหรือรังสีที่ตกกระทบบัผิวโลหะนั้นมีลักษณะเป็นกลุ่มอนุภาคขนาดเล็ก ที่เรียกว่า โฟตอน (photon) (โดยโฟตอน 1 ตัวมีพลังงานเท่ากับ $h\nu$ หรือ 1 ควอนตัม) เมื่อโฟตอนตกกระทบบัผิวโลหะจะถ่ายพลังงานให้กับอิเล็กตรอนของโลหะ 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) ของอิเล็กตรอนในโลหะนั้นๆ โดยพลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะขึ้นอยู่กับความถี่เริ่มต้นที่เป็นความถี่ต่ำที่สุดที่สามารถดึงอิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมได้

$$BE = h\nu_0 \quad \text{.....(1.3)}$$

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

ν_0 = ความถี่เริ่มต้น

แทน $h\nu_0$ ลงในสมการ (1.2) จะได้

$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}mv^2 \quad \text{.....(1.4)}$$

$$\frac{1}{2}mv^2 = h(\nu - \nu_0) \quad \text{.....(1.5)}$$

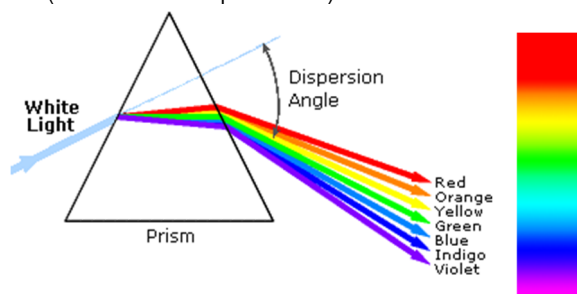
เมื่อ m = มวลของอิเล็กตรอน

ν = ความถี่ของรังสี (Hz)

จากสมการ (1.5) พลังงานจลน์ที่ทำให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ออกจากอะตอมโลหะขึ้นอยู่กับผลต่างระหว่างความถี่ของรังสีเริ่มต้นและความถี่เริ่มต้น

สเปกตรัมอะตอม

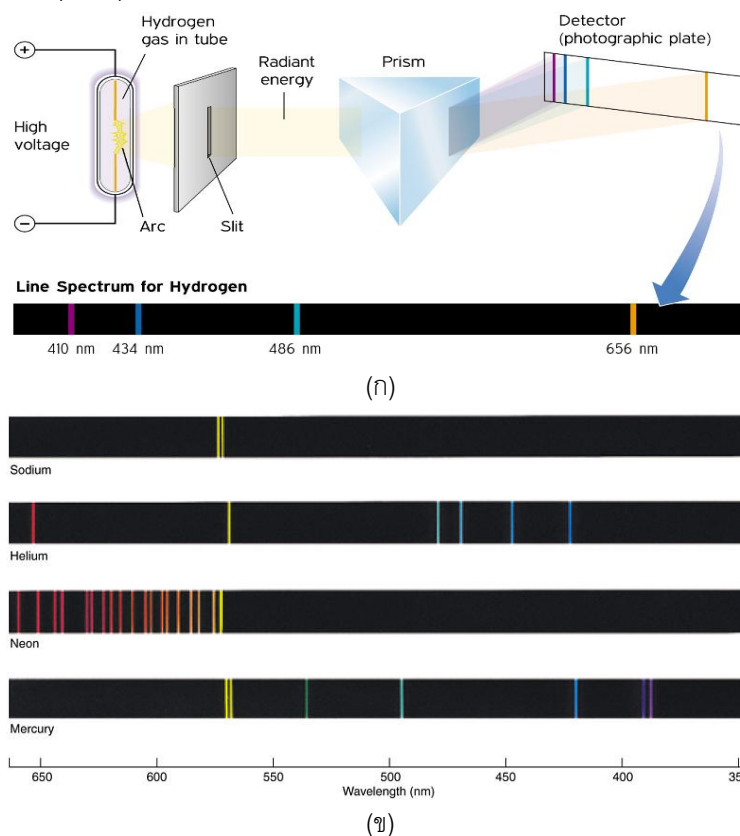
เมื่อให้แสงสีขาวผ่านช่องเล็ก ๆ (slit) แล้วให้ผ่านปริซึมจะปรากฏเป็นแถบแสงของสีรุ้งบนฉาก (ม่วง คราม น้ำเงิน เขียว เหลือง ส้ม และแดง) ดังภาพที่ 1.10 แถบแสงที่เกิดขึ้นอย่างต่อเนื่องและสามารถมองเห็นได้ตาเปล่า จึงเรียกว่า สเปกตรัมแสงที่มองเห็นได้ (visible spectrum) โดยสเปกตรัมประเภทนี้ จัดเป็นสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง (continuous spectrum)



ภาพที่ 1.10 การเกิดสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง

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

แต่ถ้าแสงที่เกิดจากการเปล่งรังสีจากอะตอมของธาตุในหลอดปล่อยประจุ (discharge tube) สเปกตรัมที่ได้จะไม่เป็นสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง เช่นแสงที่เปล่งจากหลอดปล่อยประจุที่บรรจุแก๊ส H จะปรากฏเป็นเส้น ๆ บนฉากรับภาพ ดังแสดงในภาพที่ 1.11(ก) เรียกสเปกตรัมประเภทนี้ว่า สเปกตรัมเส้น (line spectrum) หรือ สเปกตรัมอะตอม (atomic spectrum) โดยที่สเปกตรัมอะตอมจะเป็นสมบัติเฉพาะของธาตุแต่ละธาตุ ธาตุต่างชนิดกันจะมีสเปกตรัมอะตอมที่แตกต่างกัน ดังแสดงในภาพที่ 1.11(ข)



ภาพที่ 1.11 สเปกตรัมอะตอม (ก) ไฮโดรเจน และ (ข) โซเดียม ฮีเลียม นีออน และปรอท

ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p223

แก๊ส H_2 เปล่งแสงมองเห็นได้คือสีม่วง ($\lambda=410 \text{ nm}$), สีนํ้าเงิน ($\lambda=434 \text{ nm}$), สีเขียว ($\lambda=486 \text{ nm}$) และสีแดง ($\lambda=656 \text{ nm}$) ดังภาพที่ 1.11(ก) เนื่องจากอิเล็กตรอนที่อยู่รอบอะตอมของแก๊ส H_2 ได้รับพลังงานสูง อิเล็กตรอนเหล่านี้จึงถูกกระตุ้นโดยเปลี่ยนจากสถานะพื้น (ground state) ไปยังสถานะกระตุ้น (excited state) และเมื่ออิเล็กตรอนกลับคืนสู่สถานะพื้นจึงคายพลังงานส่วนที่เกินออกมาในรูปของรังสีที่ปรากฏบนฉากเป็นเส้น ลักษณะการคายพลังงานออกมาเป็นเส้นสว่าง เรียกอีกอย่างว่าสเปกตรัมเปล่งออก (emission spectrum) ซึ่งธาตุแต่ละชนิดจะมีลักษณะสเปกตรัมอะตอมที่มีลักษณะเฉพาะตัว ดังนั้นจึงกล่าวได้ว่าสเปกตรัมอะตอมเป็นสมบัติเฉพาะของแต่ละธาตุ โดยธาตุต่างชนิดกันจะปรากฏความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่างกัน

ตัวอย่างสเปกตรัมอะตอม H ที่แสดงในภาพที่ 1.11(ก) เป็นสเปกตรัมที่ปรากฏในย่านแสงที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า หรือย่านวิสิเบิล (visible) อย่างไรก็ตาม อะตอม H ยังสามารถเปล่งแสงในย่านอินฟราเรด (infrared) และย่านอัลตราไวโอเลต (ultraviolet) ได้ด้วย แต่ในย่านทั้งสองนี้ไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่า

ในปี ค.ศ.1885 บัลเมอร์ (Johann Jakob Balmer) นักฟิสิกส์ชาวสวิสได้เสนอสมการเพื่อใช้คำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่าง ๆ ของแก๊ส H_2 ที่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่า (สีแดง สีเขียว และสีนํ้าเงิน)

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

เมื่อ $\bar{\nu}$ = เลขคลื่น

λ = ความยาวคลื่น (nm)

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

n = เลขจำนวนเต็ม ซึ่งมีค่าตั้งแต่ 3, 4, 5, 6, ... ∞

จากการแทนค่า n ในสมการ (1.6) สามารถคำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่าง ๆ 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 $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$

ในการทำนองเดียวกัน เมื่อแทนค่า $n = 4, 5$ และ 6 ในสมการ (1.6) จะได้ค่า $\lambda = 486.3 \text{ nm}$, $\lambda = 432.4 \text{ nm}$ และ $\lambda = 410.3 \text{ nm}$ ตามลำดับ ความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมทั้งหมดที่คำนวณได้โดยใช้สมการ (1.6) เรียกว่า อนุกรมบัลเมอร์ (Balmer series) ซึ่งเป็นความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมในส่วนเฉพาะสเปกตรัมในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า

อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมในย่านที่ไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่าสามารถคำนวณได้โดยใช้สมการที่ดัดแปลงจากสมการ (1.6) คือ

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_a^2} - \frac{1}{n_b^2} \right) \quad \dots (1.7)$$

เมื่อ n_a และ n_b = เลขจำนวนเต็ม อาจมีค่า $1, 2, 3, 4, \dots \infty$

การคำนวณสเปกตรัมอะตอมในย่านที่ไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่าจากสมการ (1.7) มีข้อกำหนดว่า n_b จะต้องมีค่ามากกว่า n_a เสมอ เช่นถ้า $n_a = 1$ ค่าของ n_b จะต้อง $= 2, 3, 4, \dots \infty$ เมื่อแทนค่า n_a และ n_b ที่ค่าต่างๆ จะทำให้ได้อนุกรมของสเปกตรัมอะตอม ดังนี้

เมื่อ $n_a = 1$ ค่าความยาวคลื่นต่างๆ ที่คำนวณได้จะเรียกว่า อนุกรมไลแมน (Lyman series) ซึ่งปรากฏในย่านอัลตราไวโอเลต (ยูวี)

เมื่อ $n_a = 2$ ค่าความยาวคลื่นต่างๆ ที่คำนวณได้ เรียกว่าอนุกรมบัลเมอร์ (Balmer series) ซึ่งปรากฏในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า (วิสิเบิล)

เมื่อ $n_a = 3$ ค่าความยาวคลื่นต่างๆ ที่คำนวณได้เรียกว่าอนุกรมพาเชน (Paschen series) ซึ่งปรากฏในย่านอินฟราเรด

เมื่อ $n_a = 4$ ค่าความยาวคลื่นต่างๆ ที่คำนวณได้เรียกว่าอนุกรมแบร็กเกต (Bracket series) ซึ่งปรากฏในย่านอินฟราเรด

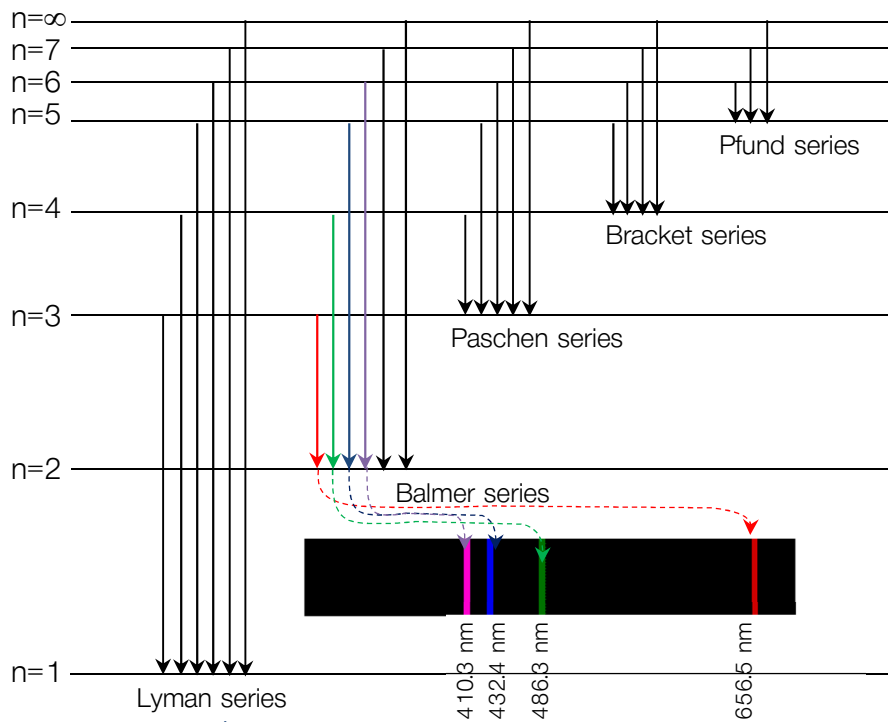
เมื่อ $n_a = 5$ ค่าความยาวคลื่นต่างๆ ที่คำนวณได้เรียกว่าอนุกรมพุนด์ (Pfund series) ซึ่งปรากฏในย่านอินฟราเรด

อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมของ H และย่านความยาวคลื่นที่สเปกตรัมอะตอมของ H แสดงในตารางที่ 1.2 เห็นได้ว่าอนุกรมบัลเมอร์ จะปรากฏในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า ดังภาพที่ 1.12 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,... ∞	อัลตราไวโอเล็ต
บัลเมอร์	2	3, 4, 5, 6, 7,... ∞	ที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า
พาสเชน	3	4, 5, 6, 7, 8,... ∞	อินฟราเรด
แบรกกेट	4	5, 6, 7, 8, 9,... ∞	อินฟราเรด
พังก์	5	6, 7, 8, 9, 10,... ∞	อินฟราเรด



ภาพที่ 1.12 อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมของอะตอมไฮโดรเจน

ที่มา: ดัดแปลงจาก Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p288

แบบจำลองอะตอมไฮโดรเจนของโบร์

ในปี ค.ศ.1913 โบร์ (Neils Bohr) นักฟิสิกส์ชาวเดนมาร์ก ได้เสนอแบบจำลองอะตอมไฮโดรเจน (H) ขึ้นมาใหม่โดยขยายความคิดแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด อาศัยแนวคิดเกี่ยวกับสเปกตรัมอะตอมและทฤษฎีควอนตัมของพลังค์ โบร์เสนอเกี่ยวกับการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนที่เป็นวงโคจรรอบนิวเคลียสและการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอิเล็กตรอนของอะตอม H โดยมีสมมติฐาน 3 ประการดังนี้

1) อะตอม H มีระดับพลังงานที่แน่นอนเท่านั้น เรียกว่า สถานะคงที่ (stationary state) ซึ่งแต่ละสถานะดังกล่าวจะเป็นตัวกำหนดวงโคจรของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส เมื่อระดับพลังงานยิ่งสูงขึ้น ระยะห่างของการโคจรจะไกลขึ้นด้วย ดังนั้นอิเล็กตรอนจึงโคจรรอบนิวเคลียสเป็นวงกลมโดยไม่มีการสูญเสียพลังงานแต่อย่างใด ด้วยเหตุนี้อิเล็กตรอนจึงไม่ร่วงเข้าใกล้หรือชนกับนิวเคลียส โมเมนตัมเชิงมุม

(angular momentum) ของวงโคจรจะมีค่าเป็นจำนวนเต็มเท่าของ $\frac{nh}{2\pi}$ ซึ่งเขียนได้ว่า

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

เมื่อ L = โมเมนตัมเชิงมุม

m = มวลของอิเล็กตรอน

v = ความเร็วของอิเล็กตรอน

r = รัศมีของวงโคจร

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

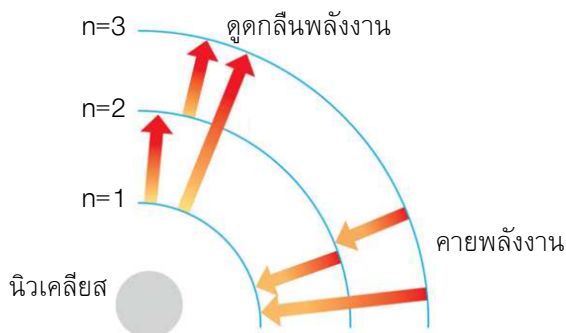
h = ค่าคงที่ของพลังค์ (6.626×10^{-34} J/s)

2) อะตอมจะไม่มีการเปล่งรังสีหรือคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าใดๆ ออกมาขณะที่อิเล็กตรอนโคจรอยู่ในระดับพลังงานคงที่ (สถานะคงที่)

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

$$E_{\text{photon}} = E_{\text{atom}} = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} = h\nu$$

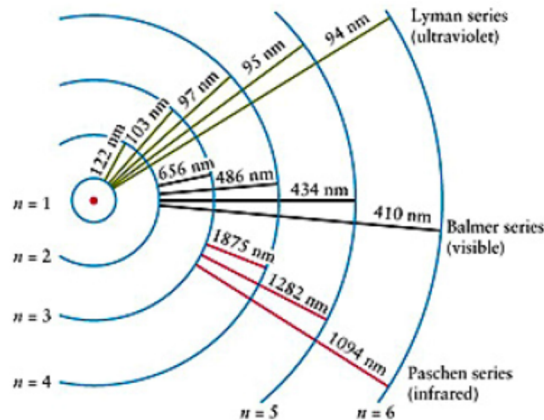
โดยอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนวงโคจรจากวงในไปสู่วงนอกจะได้รับพลังงานจากภายนอกเข้าไปกระตุ้น (จึงเป็นการดูดพลังงาน) ในทางกลับกันอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนวงโคจรจากวงนอกเข้ามาสู่วงในจะคายพลังงานออกมา (จึงเป็นการคายพลังงาน) ดังภาพที่ 1.13 สถานะคงที่ของอิเล็กตรอนก่อนที่จะมีการเปลี่ยนแปลงวงโคจร เรียกว่า สถานะพื้น (ground state) และเรียกสถานะที่มีการเปลี่ยนแปลงวงโคจรว่า สถานะกระตุ้น (excited state)



ภาพที่ 1.13 การเปลี่ยนแปลงพลังงานของอิเล็กตรอนเมื่อมีการเปลี่ยนวงโคจร

การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนไม่จำเป็นต้องเปลี่ยนไปยังระดับพลังงานที่อยู่ติดกัน อาจมีการเปลี่ยนข้ามระดับพลังงานได้ขึ้นกับปริมาณพลังงานโฟตอนที่ได้รับ พิจารณารูปแบบของอะตอมเหมือนระบบสุริยะจักรวาล อะตอมไฮโดรเจนประกอบด้วยนิวเคลียส เปรียบเสมือนเป็นดวงอาทิตย์อยู่ตรงกลางของระบบ มีอิเล็กตรอนหนึ่งตัว (เทียบได้กับว่าระบบนี้มีดาวเคราะห์เพียงดวงเดียว) เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวงโคจรที่มีรัศมีขนาดต่างๆ โดยมีเงื่อนไขว่า อิเล็กตรอนสามารถโคจรในวงโคจรใดก็ได้ที่ละวงตามที่กำหนด โดยโคจรจากวงในสุดออกไปตามลำดับ เมื่ออิเล็กตรอนเปลี่ยนระดับพลังงานจากวงใน

วงหนึ่งไปยังวงนอกอีกวงหนึ่ง มันจะดูดกลืนพลังงานค่าหนึ่งที่มีค่าแน่นอน ทำให้เห็นสเปกตรัมการดูดกลืน แต่ถ้าอิเล็กตรอนเปลี่ยนระดับพลังงานลงมาจากวงนอกวงเดิมเข้าสู่วงเดิม มันจะปลดปล่อยพลังงานด้วยค่าเดียวกันและจะได้สเปกตรัมการเปล่งออก ดังภาพที่ 1.14 จากกระบวนการดูดกลืนและเปล่งออกพลังงานนี้สามารถสร้างสมการคณิตศาสตร์อย่างง่ายเพื่อทำนายตำแหน่งอิเล็กตรอนได้ ดังสมการ (1.6) ทฤษฎีแบบจำลองไฮโดรเจนของโบร์สามารถอธิบายด้วยสมการของบัลเมอร์ที่สามารถทำนายตำแหน่งเส้นสเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอมได้แม่นยำ



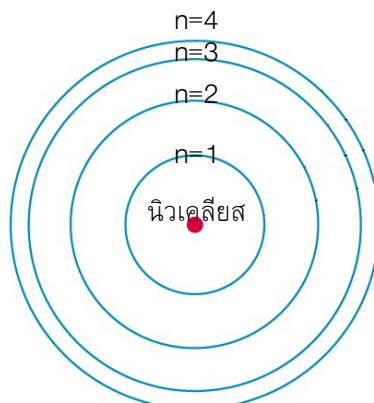
ภาพที่ 1.14 พลังงานของอะตอมเมื่อการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอิเล็กตรอน

โบร์ได้เสนอแบบจำลองของอะตอม H โดยสามารถอธิบายพฤติกรรมของอิเล็กตรอนและสามารถคำนวณระดับพลังงานต่างๆ ทำให้สามารถอธิบายการเกิดสเปกตรัมอะตอมของ H ได้เป็นอย่างดี แบบจำลองอะตอมของโบร์ สรุปได้คือ อะตอมประกอบนิวเคลียสที่มีประจุไฟฟ้าบวกและมีอิเล็กตรอนโคจรรอบๆ นิวเคลียส โดยอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวงคล้ายกับวงโคจรของดาวเคราะห์รอบดวงอาทิตย์ ดังภาพที่ 1.15 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 1.15 แบบจำลองอะตอมของโบร์

แบบจำลองอะตอมของโบร์สามารถอธิบายสเปกตรัมแบบเส้นได้เป็นอย่างดี เนื่องจากเป็นพลังงานเฉพาะที่เปล่งออกมา การเปล่งออกเกิดขึ้นเมื่ออิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปยังวงโคจรที่อยู่ใกล้นิวเคลียส ซึ่งเป็นการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอะตอมจากสถานะสูงกว่าไปยังสถานะต่ำกว่า ดังนั้นสเปกตรัมของอะตอมจึงไม่เป็นแถบต่อเนื่องเพราะพลังงานของอะตอมมีค่าเฉพาะเท่านั้น

แบบจำลองอะตอมของโบร์ใช้อธิบายเกี่ยวกับสเปกตรัมอะตอมของ H ได้เป็นอย่างดี แต่ไม่สามารถอธิบายอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่งอิเล็กตรอนได้ จึงได้มีการศึกษาเพิ่มเติมทางกลศาสตร์ควอนตัม และมีการสร้างสมการสำหรับใช้คำนวณโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนในระดับพลังงานต่างๆ

โบร์ได้นำทฤษฎีควอนตัมของพลังค์มาใช้ในการคำนวณหารัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสที่เรียกว่า ออร์บิต (orbit) ซึ่งสมมติการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสเป็นวงกลม การคำนวณรัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอนได้จากสมการ

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 mZe^2} \quad \text{.....(1.9)}$$

เมื่อ r = รัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอน

n = เลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3

h = ค่าคงที่ของพลังค์ (6.626×10^{-34} J/s)

m = มวลของอิเล็กตรอน

Z = เลขอะตอม

e = ประจุของอิเล็กตรอน

การคำนวณค่าพลังงานของอิเล็กตรอนในระดับพลังงานต่างๆ เพื่อบอกค่าพลังงานของอิเล็กตรอนที่ครอบครองในแต่ละระดับพลังงานนั้นๆ ว่ามีมากน้อยเพียงใด โดยค่าพลังงานของอิเล็กตรอนในระดับพลังงานใดๆ จะขึ้นอยู่กับวงโคจรของอิเล็กตรอน ซึ่งคือเลขควอนตัมหลัก ค่าพลังงานของอิเล็กตรอนที่ครอบครองในแต่ละระดับพลังงาน คำนวณได้จากสมการ

$$E_n = -\left(\frac{4\pi^2 mZe^2}{h^2}\right)\left(\frac{1}{n^2}\right) \quad \text{.....(1.10)}$$

เมื่อ E_n = ค่าพลังงานของอิเล็กตรอนที่ครอบครองในระดับพลังงาน n

m = มวลของอิเล็กตรอน

Z = เลขอะตอม

e = ประจุของอิเล็กตรอน (1.602×10^{-19} C)

h = ค่าคงที่ของพลังค์ (6.626×10^{-34} J/s)

n = เลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3

สมการ (1.10) เขียนอย่างง่ายได้ดังนี้

$$E_n = (-R_H) \frac{1}{n^2} \quad \text{.....(1.11)}$$

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

จากสมการ (1.11) พบว่าอิเล็กตรอนของอะตอม H ที่ครอบครองอยู่ระดับพลังงานที่ 1 (เชลล์ K) จะมีค่าพลังงานเท่ากับ $-1,312.1 \text{ kJ/mol}$

โครงสร้างอะตอมในทศวรรษปัจจุบัน

ทฤษฎีอะตอมของโบร์ระบุการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนเป็นวงกลม แต่ในภายหลังพบว่าไม่ถูกต้องและมีข้อบกพร่อง เพราะไม่สามารถใช้อธิบายกับอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่งอิเล็กตรอนได้ นักฟิสิกส์ชาวเยอรมันชื่อ ซอมเมอร์เฟลด์ (Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld) เสนอว่าวงโคจรของอิเล็กตรอนไม่ได้เป็นวงกลมเพียงอย่างเดียว แต่อาจเป็นวงรีด้วย ซึ่งสามารถอธิบายความแตกต่างของเสถียรภาพของอิเล็กตรอนในระดับพลังงานเดียวกันได้

ในปี ค.ศ.1924 เดอ เบรย (Louis Victor DeBroglie) นักวิทยาศาสตร์ชาวฝรั่งเศสได้เสนอแนวคิดเพื่ออธิบายพลังงานเฉพาะของอิเล็กตรอนในอะตอม โดยเสนอว่า ถ้าพลังงานมีสมบัติเป็นอนุภาค (particle) ได้ สสารก็มีสมบัติเป็นคลื่น (wave) ได้เช่นกัน เดอ เบรย ให้เหตุผลว่าถ้าอิเล็กตรอนมีการเคลื่อนที่เหมือนคลื่นในวงโคจรที่มีรัศมีคงที่ อิเล็กตรอนควรมีความถี่และพลังงานที่แน่นอน โดย เดอ เบรยเปรียบเทียบสมการของไอน์สไตน์และสมการของพลังค์

สมการของไอน์สไตน์

$$E = mc^2 \quad \text{.....(1.12)}$$

สมการของพลังค์

$$E = h\nu \quad \text{.....(1.13)}$$

เมื่อรวมสมการของไอน์สไตน์กับสมการของพลังค์ จะได้

$$mc^2 = h\nu \quad \text{.....(1.14)}$$

$$mc = \frac{h\nu}{c} \quad \text{.....(1.15)}$$

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

$$mc = \frac{h}{\lambda} \quad \text{.....(1.16)}$$

เมื่อ $mc =$ พลังงานของโฟตอน (E)

$c =$ ความเร็วแสง ($3.0 \times 10^8 \text{ m/s}$)

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

$\lambda =$ ความยาวคลื่น

ถ้าอนุภาคมีความเร็วต่ำกว่าความเร็วแสง v แทนด้วย c สมการ (1.16) เขียนใหม่ได้ดังนี้

$$mv = \frac{h}{\lambda} \quad \text{.....(1.17)}$$

หรือ
$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad \text{.....(1.18)}$$

สมการ (1.18) เรียกว่า ความยาวคลื่นเดอ เบรย (de Broglie wavelength) สามารถคำนวณหาความยาวคลื่นของอนุภาคที่มีมวล (m) และเคลื่อนที่ด้วยความเร็ว (v) ได้ และสามารถสรุปได้ว่า อนุภาคสามารถแสดงสมบัติเป็นคลื่นได้เช่นกัน จากสมการเดอ เบรย แสดงความสัมพันธ์ระหว่างความยาวคลื่นกับโมเมนตัม จะเห็นได้ว่า ถ้าวัดค่า λ ได้แม่นยำ จะทำให้วัดค่าโมเมนตัมได้แม่นยำด้วย แต่ถ้าวัดค่า λ ผิดพลาด จะทำให้ค่าโมเมนตัมผิดพลาดไปด้วย

หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก

สืบเนื่องจากความไม่แน่นอนในการวัดตำแหน่งและโมเมนตัมของอิเล็กตรอนในอะตอม ในปี ค.ศ. 1927 ไฮเซนเบิร์ก (Werner Heisenberg) ทำการทดลองในหัวสมอง (thought experiment) เพื่อวัดตำแหน่งของอิเล็กตรอน จากแนวคิดพื้นฐานที่ว่า ถ้าเราต้องการรู้ว่าอิเล็กตรอนอยู่ตำแหน่งใดที่แน่นอน เราต้องเห็นอิเล็กตรอนนั้นได้อย่างชัดเจน แต่เนื่องจากอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ตลอดเวลา เราจึงไม่สามารถระบุตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่แน่นอนได้ ซึ่งไฮเซนเบิร์กสรุปจากสมบัติความเป็นคลื่นของอิเล็กตรอนว่า “ไม่มีโอกาสที่จะระบุตำแหน่งและโมเมนตัมของอนุภาคได้อย่างแม่นยำพร้อมกันในเวลาเดียวกัน” เรียกหลักการว่า หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก (Heisenberg's uncertainty principle) หลักการนี้ขยายความได้คือ หากสามารถวัดตำแหน่งอนุภาคได้แม่นยำ จะไม่มีทางบอกตำแหน่งของโมเมนตัมได้ในทางกลับกัน ถ้าหากสามารถระบุค่าโมเมนตัมได้อย่างแม่นยำ จะไม่มีทางตำแหน่งของอนุภาคได้อย่างแม่นยำ ดังนั้นถ้าวัดตำแหน่งผิดพลาดไปมาก (ความไม่แน่นอนในการวัดมีค่ามาก) จะวัดค่าโมเมนตัมผิดพลาดน้อย แต่ถ้าวัดตำแหน่งผิดพลาดน้อย (ความไม่แน่นอนในการวัดมีค่าน้อย) จะวัดค่าโมเมนตัมผิดพลาดมาก ไฮเซนเบิร์กสรุปว่าไม่ว่าจะวัดปริมาณทั้งสองได้ค่าผิดพลาด อย่างไรก็ตาม ค่าความไม่แน่นอนในการวัดปริมาณทั้งสองคูณกันแล้วต้องได้ค่าคงที่ตัวหนึ่ง และค่าคงที่ตัวนั้นต้องไม่น้อยกว่าค่าคงที่ของพลังค์ ซึ่งเขียนเป็นสมการคณิตศาสตร์อย่างง่ายได้ดังนี้

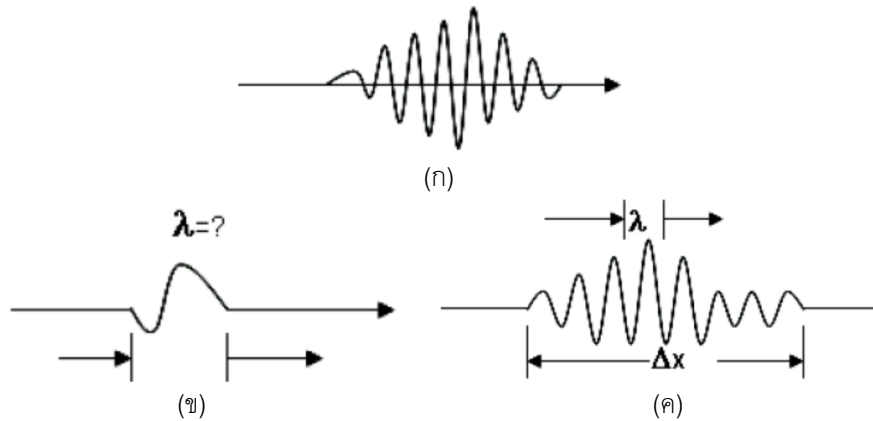
$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h \quad \text{.....(1.19)}$$

เมื่อ Δx = ความไม่แน่นอนในการวัดตำแหน่งของอนุภาคตามแนวแกน x
 Δp_x = ความไม่แน่นอนสำหรับค่าโมเมนตัมเชิงเส้นตรงของอนุภาคในทิศทาง x
 h = ค่าคงที่ของพลังค์

ต่อมาไฮเซนเบิร์กได้ศึกษาอย่างละเอียด โดยวัดทั้งตำแหน่งและโมเมนตัมของระบบที่เหมือนกันหลายครั้งและคำนึงถึงการกระจายความน่าจะเป็น (probability distribution) ของค่าที่วัดได้

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi} \quad \text{หรือ} \quad \Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{\hbar}{2} \quad \text{.....(1.20)}$$

$$\text{เมื่อ } \hbar = \frac{h}{2\pi}$$



ภาพที่ 1.16 หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก (ก) กลุ่มคลื่นที่ใช้แทนอนุภาค (ข) กลุ่มคลื่นแคบ บอก Δx ได้ง่ายแต่บอก $\Delta \lambda$ ได้ยาก และ (ค) Δx น้อย แต่ Δp มาก

ถ้าอนุภาคประพฤติตัวเป็นคลื่นดังภาพที่ 1.16(ก) เราไม่สามารถบอกได้ว่าอย่างแน่ชัดว่าอนุภาคอยู่ที่ใด แต่เราจะบอกได้ว่าต้องอยู่ที่ใดที่หนึ่งภายใน Δx ถ้า Δx แคบ ตำแหน่งจะแน่นอนมาก แต่ความยาวคลื่นเฉลี่ยที่ได้จาก Δx น้อยๆ จะผิดพลาดจากค่าจริงมากกว่าที่หาได้จาก Δx มากๆ นั่นคือ Δx น้อยความยาวคลื่นไม่ค่อยแน่นอนมากทำให้โมเมนตัมก็ไม่แน่นอนมากด้วย

ในปี ค.ศ.1926 ชเรอดิงเงอร์ (Erwin Schrodinger) นักฟิสิกส์ชาวออสเตรีย ได้อาศัยแนวคิดของเดอ เบรย คืออนุภาคแสดงสมบัติเป็นคลื่นได้ ดังนั้น ถ้าอิเล็กตรอนเป็นอนุภาค แต่ประพฤติตัวแบบคลื่นได้ ก็ควรมีสมาการการเคลื่อนที่เช่นเดียวกับคลื่น ชเรอดิงเงอร์สามารถเขียนสมการคลื่น (wave equation) โดยแทนอิเล็กตรอนด้วยกลุ่มคลื่นและเคลื่อนที่ด้วยความเร็วกลุ่มที่เท่ากับความเร็วของอนุภาค ซึ่งเป็นหลักการทางกลศาสตร์คลื่นมาอธิบายโครงสร้างของอะตอม H และอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่งอิเล็กตรอนได้

ชเรอดิงเงอร์แสดงให้เห็นว่าการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนเป็นไปในลักษณะคลื่นซึ่งจะมีสามมิติ สมการคลื่นและวิธีการแก้สมการชเรอดิงเงอร์ ต้องใช้วิธีโดยประมาณ วิธีการแก้ยุ่งยากและสลับซับซ้อนมาก ปัจจุบันสมการชเรอดิงเงอร์ได้กลายเป็นการศึกษาทางด้านฟิสิกส์สาขาหนึ่งที่เรียกว่า กลศาสตร์คลื่น (wave mechanics) หรือควอนตัมแมคคานิกส์ (quantum mechanics) สมการของชเรอดิงเงอร์เป็นสมการดิฟเฟอเรนเชียลที่เป็นคณิตศาสตร์ชั้นสูง

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0 \quad \text{.....(1.21)}$$

เมื่อ x = ตำแหน่งของอนุภาคใน 1 มิติ

m = มวลของอิเล็กตรอน

E = พลังงานของอิเล็กตรอน

V = พลังงานศักย์

สมการชเรอดิงเงอร์เขียนอย่างย่อ ได้คือ

$$H\psi = E\psi \quad \text{.....(1.22)}$$

เมื่อ H = แฮมิลโทเนียน (hamiltonian) เป็นตัวจัดกระทำ (operator)

E = พลังงานของอิเล็กตรอน

ψ = ฟังก์ชันคลื่น (wave function)

การแก้สมการชเรอดิงเงอร์ จะต้องใช้วิธีการทางคณิตศาสตร์ที่ยุ่งยาก แต่ผลลัพธ์ของการแก้สมการชเรอดิงเงอร์ทำให้เกิดอนุกรมของฟังก์ชันทางคณิตศาสตร์ที่เรียกว่า ฟังก์ชันคลื่น (wave function) แทนสัญลักษณ์ ψ มาจากอักษรกรีกอ่านว่าไซ (Psi) โดยค่ากำลังสองของฟังก์ชันคลื่น (ψ^2) จะให้ข้อมูลเกี่ยวกับบริเวณของอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานที่เป็นไปได้และบอกได้ว่าบริเวณใดบ้างที่มีโอกาสจะพบอิเล็กตรอนสูงสุดหรือมีความหนาแน่นของประจุลบมากที่สุด บริเวณที่มีโอกาสจะพบอิเล็กตรอนสูงสุดเรียกว่า ออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital)

ผลลัพธ์ของการแก้สมการชเรอดิงเงอร์สามารถอธิบายค่าตัวแปรต่าง ๆ ในสถานะคงที่ตามทฤษฎีของโบร์ เช่นตามแบบจำลองอะตอมของโบร์ระบุตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่เป็นวงกลมรอบนิวเคลียสมีรัศมีห่าง 52.9 พิโกเมตร (pm) แต่จากการแก้สมการชเรอดิงเงอร์แสดงให้เห็นว่าจะสามารถพบอิเล็กตรอนได้ทุกบริเวณในอะตอม แต่บริเวณที่น่าจะมีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้มากที่สุดหรือหนาแน่นที่สุดจะอยู่ที่ระยะห่างจากนิวเคลียส 52.9 พิโกเมตร จากแนวคิดดังกล่าวนี้ทำให้แบบจำลองอะตอมตามสมการชเรอดิงเงอร์จะเป็นเหมือนกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน (electron cloud) ที่โคจรรอบนิวเคลียส

เลขควอนตัม

เลขควอนตัม (quantum number) เป็นค่าได้จากการแก้สมการชเรอดิงเงอร์เพื่อหาค่าพลังงานและบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนในสามมิติ เลขควอนตัม 3 ชนิดแรกคือ เลขควอนตัมหลัก เลขควอนตัมโมเมนต์เชิงมุม และเลขควอนตัมแม่เหล็ก จะสัมพันธ์กันอย่างต่อเนื่อง เลขควอนตัมเหล่านี้ใช้อธิบายระดับพลังงาน 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

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมูมายังบอกรูปร่างของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่อิเล็กตรอนนั้นครอบครองอยู่ ค่า l ขึ้นกับเลขควอนตัมหลัก n ดังนี้

l เป็นจำนวนเต็ม มีจำนวนตั้งแต่ 0, 1, 2, ... ($n-1$) 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 ดังนั้นออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 1 แบบ

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

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

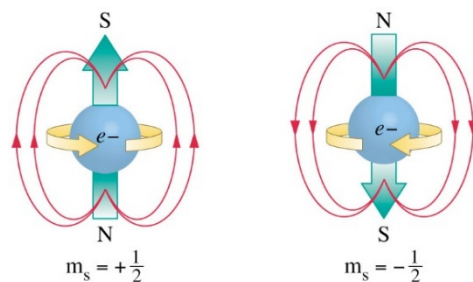
$l = 3$ ค่า m_l มีได้ $(2 \times 3) + 1 = 7$ ค่า ก็คือ $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ดังนั้นออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 7 แบบ

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 _{x²-y²} , 3d _{z²}
4	0	4s	1	4s
	1	4p	3	4p _x , 4p _y , 4p _z
	2	4d	5	4d _{xy} , 4d _{xz} , 4d _{yz} , 4d _{x²-y²} , 4d _{z²}
	3	4f	7	4f _{5z³-3zr²} , 4f _{5xz²-xr²} , 4f _{5yz³-yr²} , 4f _{y³-3yr²} , 4f _{x³-3xy²} , 4f _{xyz} , 4f _{zx²-zy²}

4) เลขควอนตัมสปิน (spin quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ m_s ตามทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า ประจุที่หมุนจะก่อให้เกิดสนามแม่เหล็กขึ้น การที่อิเล็กตรอนเป็นอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าเป็นลบ เมื่ออิเล็กตรอนเคลื่อนที่จะหมุนรอบแกนตัวเอง ทำให้อิเล็กตรอนเหมือนแม่เหล็กแท่งเล็กๆ ซึ่งอิเล็กตรอนหมุนรอบตัวเองได้ 2 แบบ คือ หมุนตามเข็มนาฬิกา (สวนทางกับสนามแม่เหล็ก) และหมุนทวนเข็มนาฬิกา (ทิศทางเดียวกับสนามแม่เหล็ก) ดังภาพที่ 1.17

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



ภาพที่ 1.17 ทิศทางการหมุนของอิเล็กตรอนในสนามแม่เหล็ก

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

ออร์บิทัลเชิงอะตอม

ออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital) คือบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนที่โคจรรอบนิวเคลียส แต่เป็นการยากที่จะระบุตำแหน่งของอิเล็กตรอนอย่างแน่ชัด ในการวาดภาพเพื่อแสดงขอบเขตของอิเล็กตรอนในอะตอมจึงเป็นลักษณะกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนดังในภาพที่ 1.18 จุดดำเข้มที่อยู่ตรงกลางของกลุ่มหมอกในการแสดงถึงความน่าจะเป็นสูงที่สุดในการพบอิเล็กตรอนในบริเวณใกล้เคียงและโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนจะน้อยลงในบริเวณที่อยู่ไกลนิวเคลียสออกไป

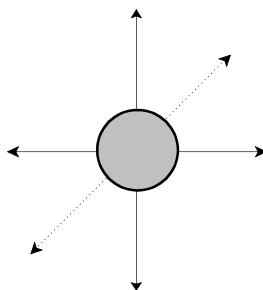


ภาพที่ 1.18 แสดงกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน

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

จากตารางที่ 1.5 เลขควอนตัมของอิเล็กตรอนและรูปร่างออร์บิทัลเชิงอะตอมของอะตอม สามารถแสดงรายละเอียดของออร์บิทัลเชิงอะตอมได้ดังนี้

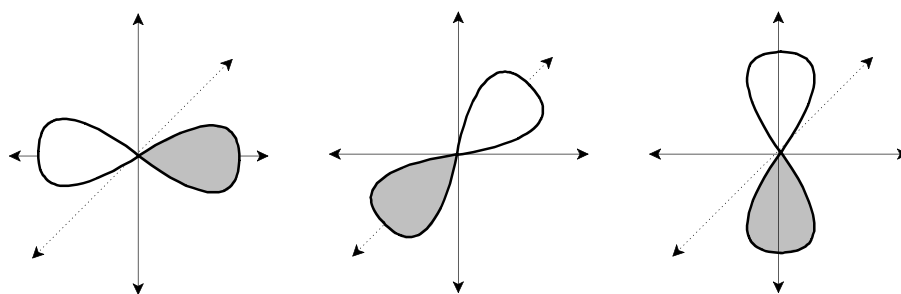
1) ออร์บิทัล-s (s-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า $l = 0$, $m_l = 0$ แสดงว่าการกระจายของอิเล็กตรอนไม่ขึ้นอยู่กับทิศทาง รูปร่างออร์บิทัลจึงมีลักษณะเป็นทรงกลม ดังภาพที่ 1.19



ภาพที่ 1.19 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-s

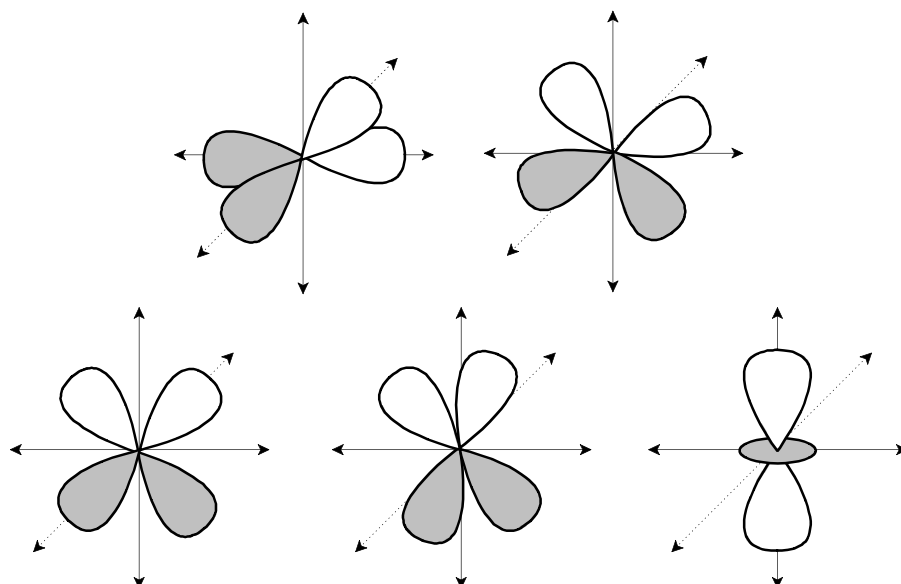
2) ออร์บิทัล-p (p-orbital) เป็นออร์บิทัล ที่มีค่า $l = 1$, $m_l = -1, 0, +1$ มี 3 ออร์บิทัล ได้แก่ p_x , p_y และ p_z โดยทั้ง 3 ออร์บิทัลย่อยเหล่านี้มีระดับพลังงานเท่ากัน (degenerated orbital) การกระจายของ

อิเล็กตรอนจะมีลักษณะเป็นก้อนกลม 2 ก้อนข้างนิวเคลียส (lobe) ลักษณะคล้ายดัมเบล (dumb-bell) ดังภาพที่ 1.20



ภาพที่ 1.20 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-p

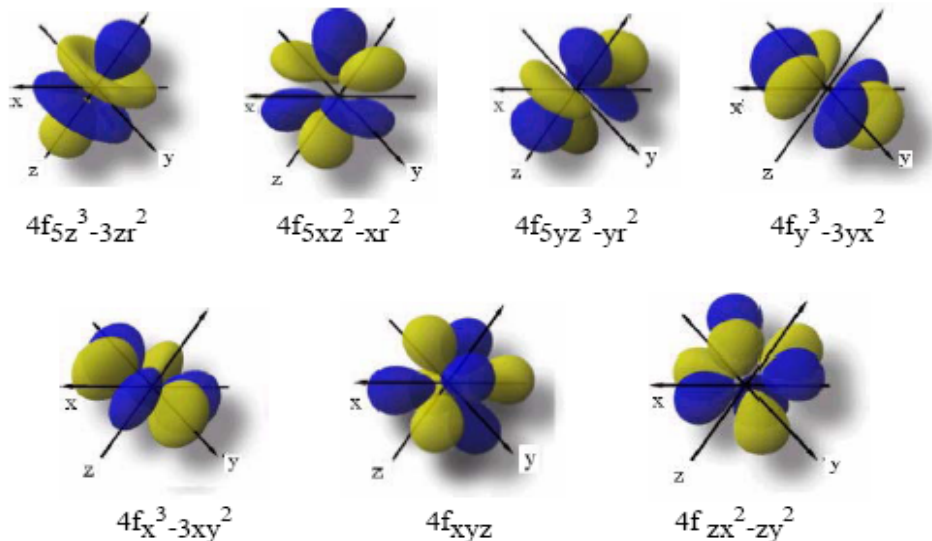
3) ออร์บิทัล-d (d-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ มี 5 ออร์บิทัล ได้แก่ $3d_{xy}$, $3d_{xz}$, $3d_{yz}$, $3d_{x^2-y^2}$ และ $3d_{z^2}$ โดยทั้ง 5 ออร์บิทัลย่อยเหล่านี้มีระดับพลังงานเท่ากัน (degenerated orbital) ดังภาพที่ 1.21



ภาพที่ 1.21 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-d

ที่มา: <http://selfstudy.in/IEMSConceptOfBonding.aspx>

4) ออร์บิทัล-f (f-orbital) เป็นออร์บิทัลที่ $l = 3$, $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ มี 7 ออร์บิทัล ได้แก่ $4f_{5z^3-3zr^2}$, $4f_{5xz^2-xr^2}$, $4f_{5yz^3-yr^2}$, $4f_{y^3-3yx^2}$, $4f_{x^3-3xy^2}$, $4f_{xzy}$ และ $4f_{zx^2-zy^2}$ โดยทั้ง 7 ออร์บิทัลย่อยเหล่านี้มีระดับพลังงานเท่ากัน (degenerated orbital) ดังภาพที่ 1.22



ภาพที่ 1.22 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 ธาตุชนิดเดียวกันจะมีเลขอะตอมเท่ากันเสมอ 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

$${}^A_Z\text{X}$$

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 เลขอะตอมและมวลอะตอมอาจสลับตำแหน่งกัน ดังภาพที่ 1.23 ดังนั้นการพิจารณาว่าเลขใดเป็นเลขอะตอมและมวลอะตอม ให้ดูจากตารางธาตุว่า เลขอะตอมจะมีค่าน้อยกว่ามวลอะตอมเสมอ

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

ภาพที่ 1.23 สัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุคาร์บอน

ไอออน

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

1) แคตไอออน (cation) คือสภาวะอะตอมที่มีจำนวนอิเล็กตรอนน้อยกว่าจำนวนโปรตอน จะเขียนโดยใช้เครื่องหมายบวกอยู่บนขวาของอะตอม เช่น Na^+ , Mg^{2+} และ Al^{3+}

แคตไอออนเกิดขึ้นเนื่องจากอะตอมสูญเสียอิเล็กตรอนบางส่วนออกไป ส่งผลให้อะตอมมีอิเล็กตรอนน้อยกว่าโปรตอน จึงแสดงประจุไฟฟ้าสุทธิเป็นบวก (positive charge)

สมมติ M คืออะตอมที่จะสูญเสียอิเล็กตรอน

ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น M^+

ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น M^{2+} หรือ M^{+2}

ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น M^{3+} หรือ M^{+3}

2) แอนไอออน (anion) คือสภาพอะตอมที่มีจำนวนอิเล็กตรอนมากกว่าจำนวนโปรตอน จะเขียนโดยใช้เครื่องหมายลบอยู่บนขวาของอะตอม เช่น Cl^- , O^{2-} และ N^{3-}

แอนไอออนเกิดขึ้นเนื่องจากอะตอมรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่มในระดับพลังงานท้ายสุด ส่งผลให้อะตอมมีอิเล็กตรอนมากกว่าโปรตอน จึงแสดงประจุไฟฟ้าสุทธิเป็นลบ (negative charge)

สมมติ X คืออะตอมที่สามารถรับอิเล็กตรอน

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น X^-

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น X^{2-} หรือ X^{-2}

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น X^{3-} หรือ 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
${}^{14}_7\text{N}^{3-}$	ไนไตรด์ไอออน	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

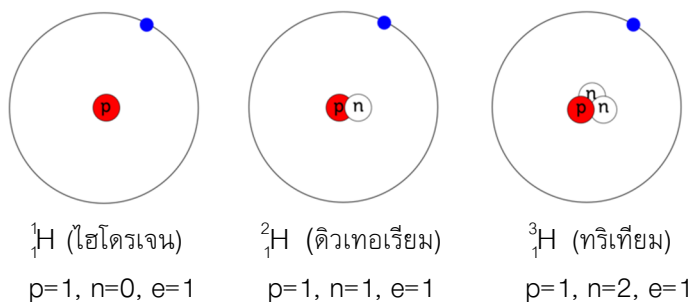
1.1.4 ไอโซโทป ไอโซโทนและไอโซบาร์

1) ไอโซโทป (isotope) คือธาตุชนิดเดียวกัน แต่มีมวลอะตอมไม่เท่ากัน ตัวอย่างอะตอม H มี 3 ไอโซโทป (ภาพที่ 1.24) คือ

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

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

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



ภาพที่ 1.24 ชนิดไอโซโทปของอะตอมไฮโดรเจน

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}P ใช้ศึกษาความต้องการปุ๋ยของพืช

^{238}U ใช้คำนวณอายุแร่

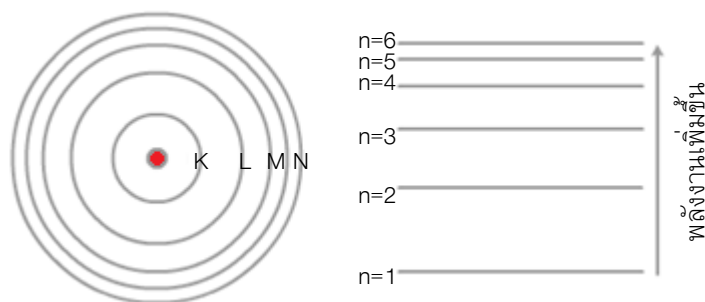
2) ไอโซโทน (isotone) คือธาตุต่างชนิดกันที่มีจำนวนนิวตรอนเท่ากันแต่มีมวลอะตอมไม่เท่ากัน เช่น $^{18}_8\text{O}$ กับ $^{19}_9\text{F}$ เป็นไอโซโทนกัน มีนิวตรอนเท่ากันคือ 10 จะเห็นได้ว่าเฉพาะนิวตรอนเท่านั้นที่เท่ากัน แต่มวลอะตอมไม่เท่ากัน

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

1.2 โครงแบบอิเล็กตรอนของอะตอม

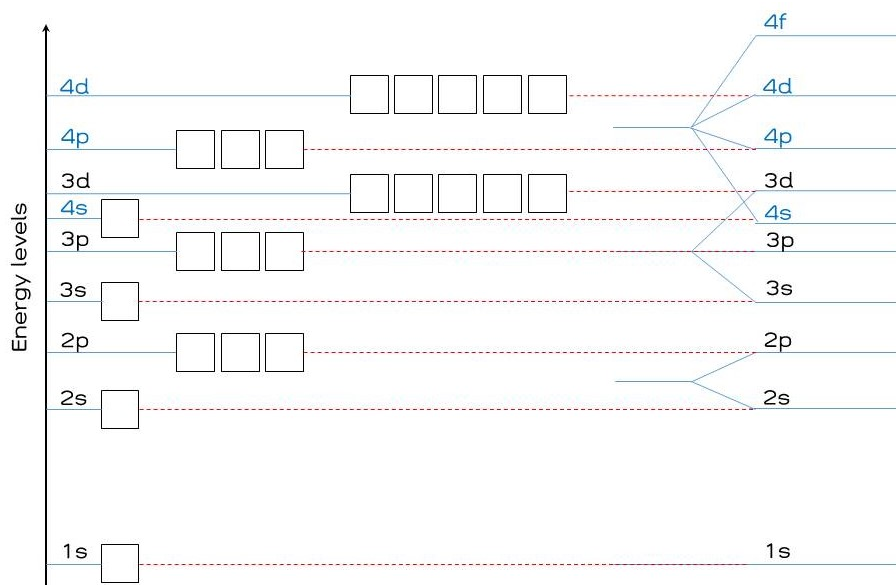
โครงแบบอิเล็กตรอนของอะตอม (electron configuration) คือการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอมที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัม 4 ชนิด โครงแบบอิเล็กตรอนจะช่วยอธิบายบริเวณหรือตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่ครอบครองภายในอะตอมนั้นๆ ในการบรรจุอิเล็กตรอนแบ่งเป็น 2 ประเภทคือ การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักและการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

ระดับพลังงานหลัก (main-shell level) หมายถึงระดับพลังงาน หรือชั้นพลังงานของอิเล็กตรอนตามเลขควอนตัมหลัก (n) ซึ่งตรงกับตัวเลขแสดงวงโคจรของอิเล็กตรอนตามทฤษฎีของโบร์ ถ้าเลขควอนตัมหลัก (n) เพิ่มขึ้น ค่าพลังงานของอิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นด้วย แต่ระยะระหว่างระดับพลังงานจะลดลง (แคบลง) เมื่อมีระดับพลังงานสูงขึ้น ทำให้ความแตกต่างของค่าพลังงานในระดับที่สูงจะแตกต่างกันไม่มาก ดังภาพที่ 1.25



ภาพที่ 1.25 ระดับพลังงานหลักของอะตอม

เนื่องจากระยะระหว่างระดับพลังงานจะแคบลงในระดับพลังงานหลักที่สูงขึ้นทำให้เกิดการซ้อนเหลื่อมของค่าพลังงาน ทำให้บางออร์บิทัลในระดับพลังงานที่สูงกลับมีค่าพลังงานต่ำกว่าบางออร์บิทัลในระดับพลังงานที่ต่ำกว่า เช่น ออร์บิทัล-4s มีค่าพลังงานต่ำกว่าออร์บิทัล-3d ดังแสดงในภาพที่ 1.26



ภาพที่ 1.26 ระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงอะตอม
ที่มา: ดัดแปลงจาก Brown et al. Chemistry. 2009. p233

อะตอม H เป็นตัวอย่างอย่างง่ายสำหรับการจัดเรียงอิเล็กตรอน เนื่องจากมีอิเล็กตรอนเพียงหนึ่งอิเล็กตรอนที่ครอบครองในออร์บิทัล-1s ซึ่งตามของทฤษฎีของโบร์ อิเล็กตรอนของอะตอม H จะที่อยู่ในสถานะคงที่ (สถานะพื้น) และไม่สามารถเปลี่ยนระดับพลังงานไประดับพลังงานอื่นได้ เนื่องจากอะตอม H มีระดับพลังงานเพียงระดับเดียว ($n=1$) ดังนั้นอิเล็กตรอนอะตอม H จะครอบครองในออร์บิทัล-1s ได้เท่านั้น

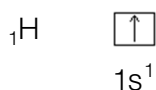
แต่อะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่งอิเล็กตรอน การครอบครองระดับพลังงานหลักจะเรียงจากระดับพลังงานต่ำไปยังระดับพลังงานสูง ตามลำดับ ซึ่งลำดับการครอบครองระดับพลังงานของอิเล็กตรอนหรือเรียกอีกอย่างว่า การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม จะต้องเรียงลำดับจากระดับพลังงานที่ 1 ตามด้วย 2 ตามด้วย 3 และตามด้วย 4 ตามลำดับ เนื่องจากค่าพลังงานของแต่ละระดับพลังงานจากเรียงจากต่ำไปสูงคือ 1, 2, 3 และ 4 ตามลำดับ

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม H คือ $1s^1$ ซึ่งอธิบายดังภาพที่ 1.27



ภาพที่ 1.27 การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมไฮโดรเจน (H) และความสัมพันธ์กับเลขควอนตัม

การเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนยังสามารถเขียนในลักษณะแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital diagram) ที่แสดงการหมุน (spin) ของอิเล็กตรอน เช่นอะตอม H เขียนได้เป็น



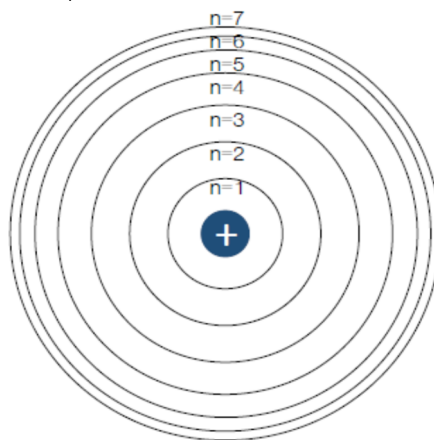
สัญลักษณ์ □ แทนจำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอม (เปรียบเสมือนห้องที่จะให้อิเล็กตรอนครอบครอง) อาจใช้สัญลักษณ์เครื่องหมายขีด () หรือสัญลักษณ์วงกลม (O) แสดงประเภทและจำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอมก็ได้ จำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอมในแต่ละระดับพลังงานเป็นตามเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม เช่น

ออร์บิทัล-s ในระดับพลังงานใดๆ จะมีทั้งหมด 1 ออร์บิทัล	□
ออร์บิทัล-p ในระดับพลังงานใดๆ จะมีทั้งหมด 3 ออร์บิทัลย่อย	□ □ □
ออร์บิทัล-d ในระดับพลังงานใดๆ จะมีทั้งหมด 5 ออร์บิทัลย่อย	□ □ □ □ □
ออร์บิทัล-f ในระดับพลังงานใดๆ จะมีทั้งหมด 7 ออร์บิทัลย่อย	□ □ □ □ □ □ □

ในแต่ละออร์บิทัลย่อย (sub-atomic orbital) จะสามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้เพียง 2 อิเล็กตรอนเท่านั้น และการหมุนของอิเล็กตรอนต้องมีทิศทางตรงกันข้ามตามเลขควอนตัมสปิน แต่ถ้ามีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียวในออร์บิทัลย่อยให้บรรจุอิเล็กตรอนแบบหมุนขึ้น (up-spin) เท่านั้น

1.2.1 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

จากการศึกษาพบว่าอิเล็กตรอนอยู่กันเป็นชั้นๆ ในระดับพลังงานต่างๆ ดังภาพที่ 1.28 โดยจำนวนอิเล็กตรอนมีได้มากที่สุดในแต่ละระดับพลังงานไม่เกิน $2n^2$ เมื่อ n คือ เลขแสดงระดับพลังงานหลัก ดังนั้นจำนวนอิเล็กตรอนที่มีมากที่สุดในแต่ละระดับพลังงานหลัก แสดงดังตารางที่ 1.9



ภาพที่ 1.28 ระดับพลังงานหลัก

ตารางที่ 1.9 จำนวนอิเล็กตรอนที่มีมากที่สุดในแต่ละระดับพลังงานหลัก

ระดับพลังงาน	เชลล์	จำนวนอิเล็กตรอนที่มีได้มากที่สุด
$n = 1$	K	$2 \times 1^2 = 2$
$n = 2$	L	$2 \times 2^2 = 8$
$n = 3$	M	$2 \times 3^2 = 18$
$n = 4$	N	$2 \times 4^2 = 32$

หลักการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

- 1) ต้องรู้จำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมดของอะตอม
- 2) บรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานต่ำก่อนโดยเริ่มจากระดับพลังงานที่ 1, 2, 3, ... ตามลำดับ โดยสามารถบรรจุอิเล็กตรอนมากที่สุด ในแต่ละระดับพลังงานได้ไม่เกิน $2n^2$ (ตารางที่ 1.9)
- 3) การบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้าย (วงนอกสุด) ไม่ว่าจะเป็นระดับพลังงานใด จะบรรจุอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 8 อิเล็กตรอนเท่านั้น
- 4) การบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานก่อนระดับพลังงานสุดท้าย (วงก่อนวงนอกสุด) จะบรรจุอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 18 อิเล็กตรอนเท่านั้น

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุบางชนิด แสดงในตารางที่ 1.10

ตารางที่ 1.10 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุบางชนิด

ธาตุ	จำนวนอิเล็กตรอน	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
คาร์บอน	6	2 4
โซเดียม	11	2 8 1
แคลเซียม	20	2 8 8 2
สังกะสี	30	2 8 18 2
ไอโอดีน	53	2 8 18 18 7

ตัวอย่าง 1.2 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

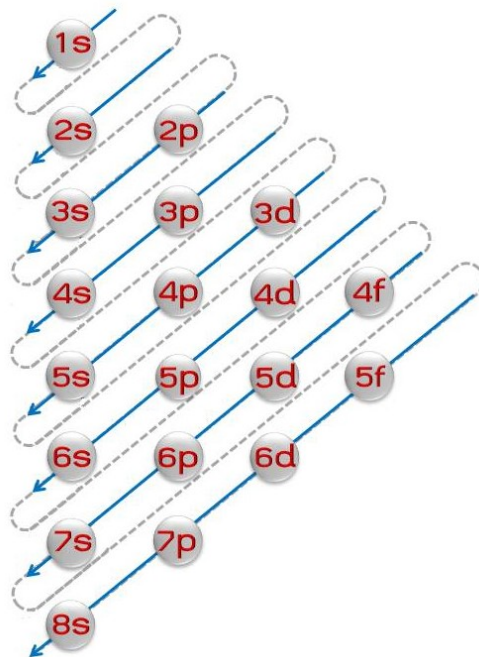
- 1) ${}_9\text{F} = 2 7$
- 2) ${}_{16}\text{S} = 2 8 6$
- 3) ${}_{27}\text{Co} = 2 8 15 2$
- 4) ${}_{33}\text{As} = 2 8 18 5$
- 5) ${}_{36}\text{Kr} = 2 8 18 8$
- 6) ${}_{38}\text{Sr} = 2 8 18 2$
- 7) ${}_{51}\text{Sb} = 2 8 18 18 5$
- 8) ${}_{56}\text{Ba} = 2 8 18 18 8 2$

1.2.2 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

ในระดับพลังงานหลัก ยังมีระดับพลังงานย่อย (sub-shell level) ตามเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม ที่เรียกว่าระดับ s, p, d และ f (ยกเว้นระดับพลังงานที่ 1 ที่มีระดับพลังงานเพียงระดับเดียว) โดยการ จัดเรียงอิเล็กตรอนจะเรียงลำดับจากค่าระดับพลังงานต่ำไปพลังงานสูง ลำดับระดับพลังงานเรียงจากต่ำ ไปสูงได้คือ s, p, d และ f ตามลำดับ

ในระดับพลังงานย่อย s, p, d และ f จะมีจำนวนอิเล็กตรอนที่จะบรรจุได้มากที่สุดไม่เกิน 2, 6, 10 และ 14 ตามลำดับ อย่างไรก็ตามในแต่ละระดับพลังงานหลักยังคงยึดหลักจำนวนอิเล็กตรอนมีได้มากที่สุดไม่เกิน $2n^2$

ในการบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยจะบรรจุอิเล็กตรอนเข้าระดับพลังงานย่อยที่มีพลังงานต่ำสุดก่อนจนเต็ม จึงจะบรรจุเข้าชั้นถัดไป เพื่อให้เป็นการง่ายในการบรรจุอิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่งๆ ลงในออร์บิทัลเชิงอะตอมที่เหมาะสมได้แสดงลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนตามลูกศรในภาพที่ 1.29 ในการจัดเรียงอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลตามลำดับคือ 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s แล้วเขียนตัวเลขบอกจำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละออร์บิทัลเชิงอะตอมไว้ข้างบน (เหมือนเลขยกกำลัง)



ภาพที่ 1.29 ลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

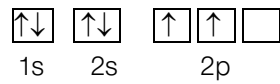
ตัวอย่าง 1.3 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของอะตอม

- 1) ${}_9\text{F} = 1s^2 2s^2 2p^5$
- 2) ${}_{16}\text{S} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- 3) ${}_{27}\text{Co} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
- 4) ${}_{33}\text{As} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
- 5) ${}_{36}\text{Kr} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- 6) ${}_{38}\text{Sr} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
- 7) ${}_{51}\text{Sb} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
- 8) ${}_{56}\text{Ba} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

การเขียนสัญลักษณ์แทน

เพื่อให้การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยมีความกระชับขึ้น อาจเขียนลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนโดยอาศัยการจัดเรียงอิเล็กตรอนของแก๊สมีสกุล (หมู่ 8A) เป็นสัญลักษณ์แทน (core symbol) เนื่องจากในแต่ละออร์บิทัลเชิงอะตอมของระดับพลังงานหลักของแก๊สมีสกุลมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบเต็ม (full-field) ดังตารางที่ 1.11

ตัวอย่างอะตอม C ($Z=6$) การจัดเรียงอิเล็กตรอน คือ $1s^2 2s^2 2p^2$ อาจเขียนแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอมของ C ได้เป็น



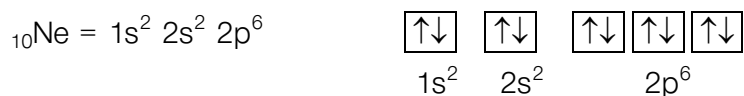
การเขียนแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอมแสดงการหมุนของอิเล็กตรอนที่บรรจุในออร์บิทัล แสดงดังตารางที่ 1.12

ตารางที่ 1.12 การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนแบบแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม

สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	แผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม
${}_1\text{H}$	$1s^1$	$\boxed{\uparrow}$
${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow}$
${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{}$
${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$
${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$
${}_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{}\boxed{}\boxed{} \quad \boxed{}\boxed{}\boxed{}\boxed{}\boxed{}$
		$1s \quad 2s \quad 2p \quad 3s \quad 3p \quad 3d$

โครงแบบอิเล็กตรอนของอะตอมสามารถอธิบายสมบัติบางประการที่แตกต่างจากแนวโน้มปกติได้ เช่น อะตอม Be และ N จะแสดงสมบัติบางประการที่ไม่เป็นแนวโน้มเดียวกันกับธาตุอื่นๆ ในคาบเดียวกัน ซึ่งเหตุผลอธิบายด้วยเสถียรภาพของอะตอมที่มีผลมาจากการจัดเรียงอิเล็กตรอน ดังนี้

1) การบรรจุอิเล็กตรอนแบบเต็ม (full-filled) เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากันแบบเต็ม เช่น ออร์บิทัล-s บรรจุครบ 2 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-p บรรจุครบ 6 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-d บรรจุครบ 10 อิเล็กตรอน และออร์บิทัล-f บรรจุครบ 14 อิเล็กตรอน ตัวอย่างการบรรจุแบบเต็ม เช่น



2) การบรรจุอิเล็กตรอนแบบครึ่ง (half-filled) เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากันเป็นจำนวนครึ่งหนึ่งของจำนวนอิเล็กตรอนที่ครอบครองได้ทั้งหมดในออร์บิทัลนั้นๆ เช่น ออร์บิทัล-s บรรจุ 1 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-p บรรจุ 3 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-d บรรจุ 5 อิเล็กตรอน และออร์บิทัล-f บรรจุ 7 อิเล็กตรอน ตัวอย่างการบรรจุแบบครึ่ง เช่น



โดยลำดับความเสถียรของอะตอมคือ การบรรจุแบบเต็ม > การบรรจุแบบครึ่ง > การบรรจุแบบไม่เต็ม/ไม่ครึ่ง

กฎการจัดเรียงอิเล็กตรอน

การเขียนโครงสร้างอิเล็กตรอนเพื่อแสดงการกระจายของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่าง ๆ ของอะตอมในสถานะพื้น ใช้กฎเกณฑ์ดังต่อไปนี้

1) หลักการกีดกันเพาลี (Pauli exclusion principle)

เพาลี (Wolfgang Pauli, ค.ศ. 1925) นักวิทยาศาสตร์ชาวออสเตรียได้เสนอหลักที่เรียกว่า หลักการกีดกันเพาลี โดยมีความสำคัญว่า “ในอะตอมหนึ่ง ๆ จะมีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใดที่มีเลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิด (n , l , m_l และ m_s) เหมือนกันไม่ได้” นั่นคืออิเล็กตรอนคู่หนึ่งในออร์บิทัลจะมีค่า n , l และ m_l เหมือนกันได้แต่การหมุนของอิเล็กตรอนต้องไม่เหมือนกัน (อาจสรุปได้ว่าในแต่ละออร์บิทัลย่อยของแต่ละระดับพลังงานจะมีอิเล็กตรอนอยู่ได้เป็นคู่ที่มีการหมุนตรงกันข้ามเท่านั้น)

หลักการกีดกันเพาลีเป็นหลักพื้นฐานในกลศาสตร์ควอนตัม ซึ่งสามารถพิสูจน์ถึงสมบัติความเป็นแม่เหล็กของอะตอมได้เป็นอย่างดี สมบัติความเป็นแม่เหล็กแบ่งได้ 2 ประเภทคือ

(1) สมบัติพาราแมกเนติก (paramagnetic) คือสมบัติเบี่ยงเบนในสนามแม่เหล็ก กล่าวคือสารจะถูกดูดโดยสนามแม่เหล็ก เกิดขึ้นได้ถ้าในออร์บิทัลเชิงอะตอมมีอิเล็กตรอนเดี่ยวไม่เข้าคู่ จึงมีอำนาจดึงดูดสนามแม่เหล็ก อำนาจดึงดูดจะมากเมื่ออิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัลมีจำนวนมาก เช่น Cr และ Mn

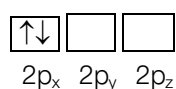
(2) สมบัติไดอะแมกเนติก (diamagnetic) คือไม่เบี่ยงเบนในสนามแม่เหล็ก กล่าวคือสารจะถูกผลักโดยสนามแม่เหล็ก เกิดขึ้นในออร์บิทัลเชิงอะตอมมีอิเล็กตรอนเข้าคู่ (หมุนตรงกันข้าม) ไม่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัล

ตัวอย่างอะตอม He ถ้าอิเล็กตรอนทั้ง 2 ตัวที่ครอบครองในออร์บิทัล-1s มีการเข้าคู่กันแบบขนานคือแบบหมุนขึ้น-ขึ้น $\uparrow\uparrow$ หรือหมุนแบบลง-ลง $\downarrow\downarrow$ จะส่งผลให้สนามแม่เหล็กเสริมกัน ซึ่งจะทำให้แก๊ส He มีสมบัติเป็นพาราแมกเนติก แต่ในความเป็นจริง แก๊ส He มีสมบัติเป็นไดอะแมกเนติก ดังนั้นอิเล็กตรอน 2 ตัวที่ครอบครองในออร์บิทัล-1s มีการเข้าคู่กันแบบหมุนขึ้น-ลง $\uparrow\downarrow$ (ทิศทางตรงกันข้าม)

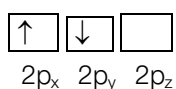
2) หลักเกณฑ์ของฮุนด์ (Hund's rule)

ฮุนด์ (Friedrich Hund) นักเคมีชาวเยอรมัน ระบุว่า “การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน จะต้องบรรจุในลักษณะที่ทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดเท่าที่จะทำได้”

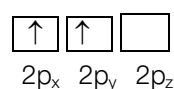
ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม C ($Z=6$) เป็น $1s^2 2s^2 2p^2$ ซึ่งสามารถแสดงการจัดเรียงแผนภาพแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอมในออร์บิทัล-2p ได้ 3 แบบดังนี้



(ก)



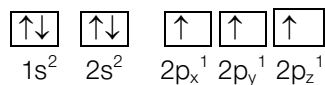
(ข)



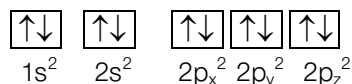
(ค)

ซึ่งการบรรจุอิเล็กตรอนทั้ง 3 แบบไม่ขัดต่อการจัดตามหลักการกีดกันเพาลี แต่เมื่อพิจารณาความเสถียรตามหลักเกณฑ์ของฮุนด์แล้วพบว่าการจัดแบบ (ค) สอดคล้องมากที่สุด กล่าวคือมีอิเล็กตรอนเดี่ยวในระดับพลังงานเดียวกันมากที่สุด

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ N ($Z=7$) เป็น $1s^2 2s^2 2p^3$ ดังนั้นอิเล็กตรอนในออร์บิทัล- $2p$ จึงเป็นอิเล็กตรอนเดี่ยวทั้งหมด ดังนี้



ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ Ne ($Z=10$) เป็น $1s^2 2s^2 2p^6$ ดังนั้นอิเล็กตรอนในออร์บิทัล- $2p$ จึงเป็นอิเล็กตรอนแบบเข้าคู่ทั้งหมด ดังนี้



แก๊ส Ne ควรมีสมบัติโดยะแมกเนติก ซึ่งจะถูกแม่เหล็กผลักล็กน้อยเมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็ก และการทดลองสอดคล้องกับการจัดเรียงอิเล็กตรอนดังกล่าว ดังนั้นในการจัดเรียงของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่าง ๆ มีผลต่อสมบัติความเป็นแม่เหล็กของอะตอม

3) หลักของเอาฟบาว (Aufbau principle)

หลักของเอาฟบาว คือต้องบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำให้เต็มก่อน แล้วจึงบรรจุในระดับพลังงานที่สูงขึ้นไปเมื่อระดับพลังงานต่ำกว่าเต็มแล้ว

หลักของเอาฟบาวสอดคล้องกับการจัดเรียงอิเล็กตรอนตามระดับพลังงานตามเลขควอนตัม โดยให้พิจารณาการจัดเรียงตามภาพที่ 1.26

การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออน

การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออนจะแตกต่างจากอะตอมอยู่บ้าง เนื่องจากมีจำนวนอิเล็กตรอนที่เพิ่มขึ้นหรือลดลงในระดับพลังงานสุดท้าย

กรณีเป็นแคตไอออน (cation) อิเล็กตรอนที่สูญเสียไปจะต้องเป็นอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้าย (วงนอกสุด) ก่อน ตัวอย่างเช่น

อะตอม Ni มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

ถ้าเกิดเป็น Ni^{2+} แสดงว่า Ni สูญเสียอิเล็กตรอนไปจำนวน 2 อิเล็กตรอน โดยอิเล็กตรอนที่สูญเสียจะต้องเป็นอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้ายก่อน (วงนอกสุด) ซึ่งคือ ออร์บิทัล- $4s$ ดังนั้นการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ Ni^{2+} จึงเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$ แต่ถ้าเป็นระดับพลังงานเดียวกัน อิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัลย่อยที่มีพลังงานมากกว่าจะต้องสูญเสียก่อน

กรณีแอนไอออน (anion) เป็นการรับอิเล็กตรอนเพิ่มเข้ามา ดังนั้นการจัดเรียงอิเล็กตรอนจึงต้องเพิ่มในระดับพลังงานสุดท้ายเสมอ

ดังนั้น การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออนจะต้องพิจารณาชนิดและจำนวนของประจุไฟฟ้าสุทธิเสียก่อน ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออนเปรียบเทียบกับอะตอมของธาตุแสดงในตารางที่

ตารางที่ 1.13 การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมและไอออน

อะตอมและไอออน	จำนวนอิเล็กตรอน	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Mg^{2+}	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ni	28	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
Ni^{2+}	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Cl^-	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

แบบฝึกหัด

1. จงอธิบายแนวคิดแบบจำลองอะตอมของทอมสัน
2. จงอธิบายผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ด ถ้าในกรณีที่แบบจำลองอะตอมของทอมสันถูกต้อง
3. จงอธิบายแบบจำลองอะตอมของโบร์
4. จงบอกอนุภาคมูลฐานของอะตอม
5. จงอธิบายเลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิดมาพอเข้าใจ
6. จงเขียนตารางความสัมพันธ์ของเลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิด ที่สัมพันธ์กับจำนวนอิเล็กตรอนที่ครอบครอง
7. จงเติมจำนวนอนุภาคมูลฐานของอะตอม ประจุไฟฟ้า และระบุสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ ต่อไปนี้

สัญลักษณ์นิวเคลียร์	$^{52}_{24}\text{Cr}$					$^{52}\text{Cr}^{3+}$			$^{30}\text{P}^{3-}$
โปรตอน		25			82				
นิวตรอน		30	64				76		
อิเล็กตรอน			48	86			116	118	
มวลอะตอม				222	207			76	
ประจุไฟฟ้าสุทธิ							2+	3+	

8. จงบอกจำนวนโปรตอนและนิวตรอนของไอโซโทปที่ใช้ทางการแพทย์ของ ^{32}P , ^{51}Cr , ^{60}Co , ^{131}I
9. จงอธิบายระดับพลังงานหลัก และค่าพลังงานของระดับพลังงานหลัก
10. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุ O, Cl, Ba, Br, Xe
11. จงอธิบายความหมายของสัญลักษณ์การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ $3p^3$
12. จงอธิบายความหมายของสัญลักษณ์การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ $1s^2 2s^2 2p^2$
13. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของธาตุ O, Cl, Ba, Br, Xe
14. จงอธิบายหลักการกีดกันเพาลี
15. จงอธิบายกฎของฮุนด์ พร้อมยกตัวอย่าง
16. จงอธิบายความหมายของการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบเต็มและแบบครึ่ง
17. เพราะเหตุใดอะตอม Cr และ Zn จึงมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนที่ไม่เป็นตามกฎของฮุนด์
18. จงอธิบายความหมายไอออน (ion) และการเกิดเป็นแคตไอออนและแอนไอออน พร้อมยกตัวอย่าง
19. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของไอออนต่อไปนี้ Ca^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , S^{2-} , P^{3-}