บทที่ 3
โครงสร้างอะตอม

โครงสร้างอะตอม (Atomic Structure)

600 ปีก่อนคริสตศักราช นักปราชญ์ชาวกรีกชื่อ ธาลิส (Thales) ได้เสนอแนวความคิดว่าสสารทุกชนิดในจักรวาลประกอบไปด้วยน้ำในลักษณะต่างๆ ไม่ว่าจะเป็นความเข้มข้นหรืออัตราส่วนประกอบใด ๆ อีก 100 ปีต่อมา เอ็มพีโดลิส (Empedoles) ได้เสนอว่าสสารจะประกอบด้วยธาตุ 4 ชนิดคือ ดิน น้ำ ไฟและลม ต่อมา 400 ปี ก่อนคริสตศักราช ดีมอคริตัส (Democritus) ก็ได้เสนอว่าสสารประกอบด้วยของแข็งที่มีขนาดเล็กและไม่สามารถที่จะแบ่งแยกได้ ซึ่งให้ชื่อว่าอะตอม (มาจาก Atomos) จากนั้นทฤษฎีเกี่ยวกับธรรมชาติของสสารก็ไม่ได้มีการพัฒนาขึ้น จนกระทั่งศตวรรษที่ 17 และ 18 ซึ่งได้มีการนำการทดลองมาพิสูจน์สิ่งต่าง ๆ ในปี ค.ศ. 1661 โรเบิร์ต บอยล์ (Robert Boyle) ก็ได้เขียนหนังสือขึ้นเล่มหนึ่งคือ Sceptical Chemist และได้ให้คำจำกัดความของคำว่า "Element" ว่า เป็นสารที่ไม่สามารถจะแตกย่อยให้เป็นสารที่สามัญกว่านี้อีก ดังนั้นในทัศนะดังกล่าว สารประกอบจึงประกอบด้วยธาตุ 2 ธาตุที่เข้ารวมตัวกันในอัตราส่วนต่างๆ เป็นสารที่ซับซ้อน ในศตวรรษที่ 18 ลาวัวซีเยร์ (Lavosier) เป็นผู้บุกเบิกเคมียุคใหม่โดยชี้ให้เห็นถึงคุณค่าของการทดลองเชิงปริมาณและได้รวบรวมรายชื่อธาตุต่าง ๆ ที่มีอยู่ในสาร 31 สาร (โดยได้พิสูจน์ว่าเป็นธาตุที่บริสุทธิ์ถึง 26 ธาตุ อีก 5 สารเป็นออกไซด์ของโลหะ)

จากการสังเกตและศึกษาธรรมชาติของสารต่าง ๆ ของธาตุโดยอาศัยพื้นฐานของการทดลองเชิงปริมาณ วิชาเคมีก็ได้เจริญรุดหน้าไปอย่างรวดเร็ว โดยเริ่มจากการเสนอทฤษฎีอะตอมของจอห์น ดาลตัน (John Dalton) ดาลตันได้ศึกษาเกี่ยวกับองค์ประกอบของสารประกอบต่าง ๆ โดยอาศัยการทดลองและได้สรุปเป็นกฎทรงมวลของสสารและกฎสัดส่วนคงตัวของสสาร และได้สรุปตั้งเป็นทฤษฎีอะตอมขึ้นดังนี้คือ

1) สสารทุกชนิดประกอบด้วยส่วนที่เล็กที่สุดเรียกอะตอม
2) อะตอมไม่อาจทำให้เกิดขึ้น ทำลายย่อยให้เล็กลงหรือเปลี่ยนเป็นอะตอมอื่น

3) อะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน ย่อมมีน้ำหนักเท่ากัน มีสมบัติเหมือนกัน แต่ขนาดลักษณะและน้ำหนักจะแตกต่างกับอะตอมของธาตุอื่น

4) สารประกอบเกิดจากการรวมตัวทางเคมีของธาตุในอัตราส่วนลงตัวน้อย ๆ

ทฤษฎีอะตอมของดาลตัน สามารถนำไปอธิบายผลการทดลองต่าง ๆ และยังเป็นพื้นฐานที่ทำให้มีการค้นพบกฎ ทฤษฎีใหม่ ๆ ในกาลต่อมา อย่างไรก็ตามต่อมาเมื่อได้ค้นพบสิ่งใหม่ๆ ทำให้ข้อ 1-3 ในทฤษฎีถูกลบล้างไป เช่น ข้อ 1 ค้นพบว่ายังมีส่วนประกอบของสสารที่เล็กกว่าอะตอมลงไปอีก เช่น อิเล็กตรอน โปรตอนและนิวตรอน ข้อ 2 อะตอมอาจเปลี่ยนจากอะตอมของธาตุหนึ่งเป็นอะตอมของธาตุอื่นได้ หรือย่อยสลายให้เล็กลงได้ด้วยกระบวนการแตกตัวของอะตอม ส่วนข้อ 3 อะตอมของธาตุเดียวกันอาจมีน้ำหนักต่าง ๆ กันที่เรียกว่า ไอโซโทป เช่น ^{16}O ^{17}O และ ^{18}O

องค์ประกอบของอะตอม

3.1 การค้นพบอิเล็กตรอนและสมบัติของอิเล็กตรอน

ไมเคิล ฟาราเดย์ (Micheal Faraday) (1791-1867) นักเคมีและฟิสิกส์ชาวอังกฤษได้ศึกษาการแยกสารด้วยไฟฟ้า และได้ตั้งกฎการแยกสารด้วยไฟฟ้า (Faraday's law of electrolysis) มีสาระดังนี้

1) ปริมาณธาตุที่ถูกแยกออกมาจะเป็นปฏิภาคโดยตรงกับปริมาณไฟฟ้าที่ผ่านไปในสารละลาย

2) ปริมาณไฟฟ้าจำนวนเดียวกันหรือเท่ากัน เมื่อผ่านในสารละลายหลายชนิด น้ำหนักของธาตุต่าง ๆ ที่แยกออกมาจะเป็นปฏิภาคโดยตรงกับน้ำหนักสมมูลย์ของธาตุนั้น ๆ

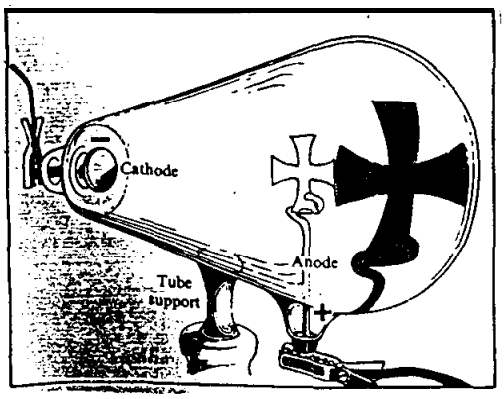
เป็นที่น่าสังเกตว่ากฎของฟาราเดย์คล้ายคลึงกับกฎของการรวมตัวของธาตุ ซึ่งเป็นการสนับสนุนทฤษฎีอะตอมของดาลตัน ดังนั้นกฎของฟาราเดย์ น่าจะอนุมานได้ว่าไฟฟ้าประกอบด้วยอนุภาคไฟฟ้าเช่นกันเหมือนกับสารประกอบ ประกอบด้วยอนุภาคเล็ก ๆ ที่เรียกว่าอะตอม

ต่อมาปี ค.ศ. 1891 จอห์นสโตน สโตนนี (Johnstone Stoney) ได้ศึกษางานของฟาราเดย์และได้สรุปว่า ไฟฟ้าประกอบด้วยอนุภาคทางไฟฟ้าและให้ชื่อว่า อิเล็กตรอน ซึ่งเป็นอนุภาคเล็ก ๆ ในอะตอม

สมบัติของอิเล็กตรอนที่เป็นทั้งแสงและอนุภาค

การทดลองยืนยันว่าอิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นแสงและอนุภาคนั้นใช้อุปกรณ์คือ

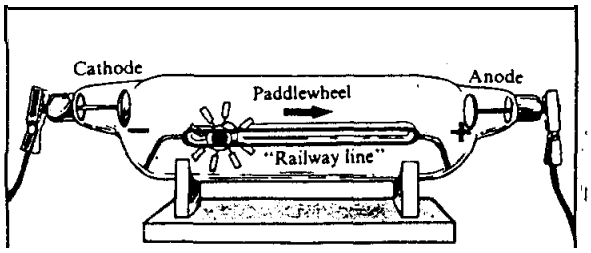
1. **สมบัติเป็นแสง**



หลอดรังสีคะโทด บรรจุแก๊สความดันต่ำ 0.1 มม.ปรอท ต่อความต่างศักย์ 10^4 โวลต์ พบว่ามีลำแสงพุ่งออกมาจากขั้วคะโทด เรียกรังสีคะโทด (Cathod ray) พบว่ารังสีคะโทดเดินทางเป็นเส้นตรงและเป็นแสงคือมีเงาเกิดขึ้น

รูป 3.1 รังสีคะโทดมีสมบัติเป็นแสง

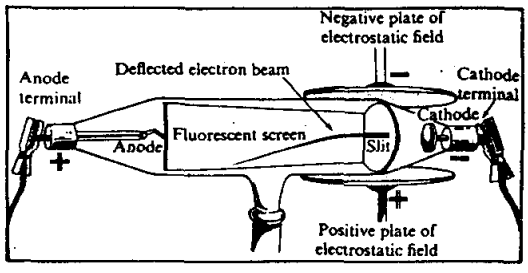
2.สมบัติเป็นอนุภาค



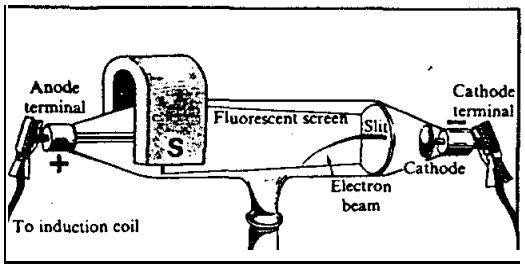
พบว่ารังสีคะโทดประกอบด้วยอนุภาคที่มีมวล เป็นผลทำให้ใบพัดหมุนและกลิ้งไปตามราง

รูป 3.2รังสีคะโทดมีสมบัติเป็นอนุภาค

3. **ลำแสง** (รังสีคะโทด) เบี่ยงเบนได้ในสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็กแสดงว่าลำแสงเป็นประจุลบ

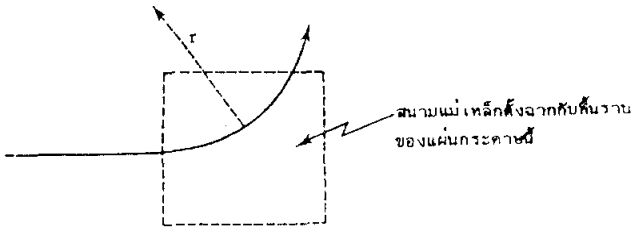


รูป 3.3 ก. เบี่ยงเบนในสนามไฟฟ้า



รูป 3.3 ข. เบี่ยงเบนในสนามแม่เหล็ก

ในปี ค.ศ. 1897 เจ เจ ทอมสัน (J.J Thomson) ได้ศึกษาสมบัติของรังสีคะโทดและได้แสดงให้เห็นว่า รังสีคะโทดเป็นกลุ่มอิเล็กตรอนซึ่งเคลื่อนที่ด้วยความเร็วและมีพลังงานสูง เป็นเส้นตรง แต่ถ้าอยู่ในสนามไฟฟ้า รังสีจะหักเหไปทางขั้วบวก และถ้าอยู่ในสนามแม่เหล็ก รังสีจะหักเหในทิศทางที่ตั้งฉากกับสนามแม่เหล็กนั้น ๆ จากสมบัติการหักเหของรังสีคะโทดในสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็ก ทอมสันได้ทดลองหาอัตราส่วนประจุของอิเล็กตรอนต่อมวลของอิเล็กตรอน (e/m ratio) ซึ่งมีค่าเท่ากับ 1.76×10^{11} C/kg



รูปที่ 3.4 เส้นทางของอิเล็กตรอนในสนามแม่เหล็ก

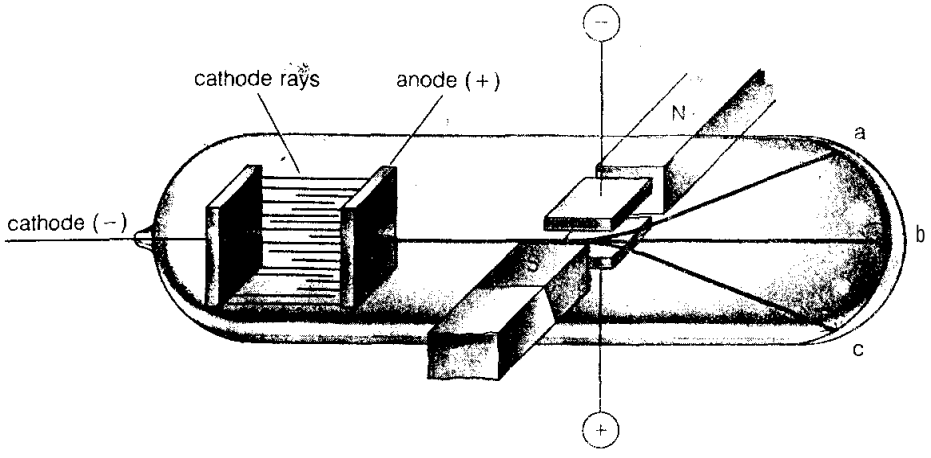
การที่อิเล็กตรอนซึ่งเป็นอนุภาคประจุลบ e มีมวล m มีความเร็ว v เคลื่อนที่ในสนามแม่เหล็กที่ตั้งฉากพื้นราบนี้ (แผ่นกระดาษ) จะเกิดการหักเหเป็นรัศมี r

r หาได้จากความสัมพันธ์

$$r = \frac{mv}{He} \qquad (3.1)$$

H เป็นความเข้มของสนามแม่เหล็ก สมการ (3.1) จัดใหม่ได้ $e/mv = \frac{1}{Hr}$ (3.2)

ในการหาค่า e/m จำเป็นจะต้องหาค่าของอัตราความเร็วของอิเล็กตรอน v ในการนี้ทอมสันได้จัดเครื่องมือโดยใช้หลอดรังสีคะโทด ซึ่งมีสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าตั้งฉากซึ่งกันและกัน และสามารถที่จะทำให้สนามทั้งสองนี้มีได้พร้อม ๆ กัน (ดังรูปที่ 3.5)



รูป 3.5 การทดลองของ เจ เจ ทอมสัน โดยให้รังสีคะโทดเบี่ยงเบน (a) ในสนามแม่เหล็ก (b) ในสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าที่สมดุลกัน (c) ในสนามไฟฟ้า

ในหลอดคะโทด ถ้าหากไม่มีสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้า อิเล็กตรอนจากขั้วคะโทดจะเคลื่อนที่เป็นเส้นตรงผ่านรูเล็ก ๆ ของอะโนดตรงไปยังจุด B ในกรณีที่อยู่ในสนามไฟฟ้าเพียงอย่างเดียว เส้นทางของอิเล็กตรอนจะหักเหไปทิศทางที่มีแผ่นโลหะบวกไปที่จุด C แรงที่ทำให้มีการหักเหเป็นสัดส่วนโดยตรงกับประจุอิเล็กตรอน

$$F_E = Ee \qquad (3.3)$$

เมื่อ E เป็นความเข้มของสนามไฟฟ้า และ F_E เป็นแรงที่เกิดขึ้นในสนามไฟ้า ในกรณีที่อยู่ในสนามแม่เหล็กแต่อย่างเดียว อิเล็กตรอนจะหักเหไปยังจุด A ซึ่งแรงที่ทำให้เกิดการหักเหนี้เป็นสัดส่วนโดยตรงกับประจุ (e) และความเร็ว (v) ของอิเล็กตรอน

$$F_H = Hev \qquad (3.4)$$

เมื่อ H เป็นความเข้มของสนามแม่เหล็ก

ขั้นต่อมา ให้อิเล็กตรอนอยู่ในทั้งสองสนามพร้อม ๆ กัน และจัดปรับทั้งสองสนาม โดยให้อิเล็กตรอนเดินทางโดยไม่มีการหักเหคือที่จุด B เมื่อเป็นเช่นนี้ แรงที่ทำกับอิเล็กตรอนในสนามทั้งสองเท่ากันก็จะได้

$$Hev = Ee$$

$$v = E/H$$

แทนค่า v ลงในสมการ (3.2) ก็จะได้

$$e/m = \frac{E}{H^2 r}$$

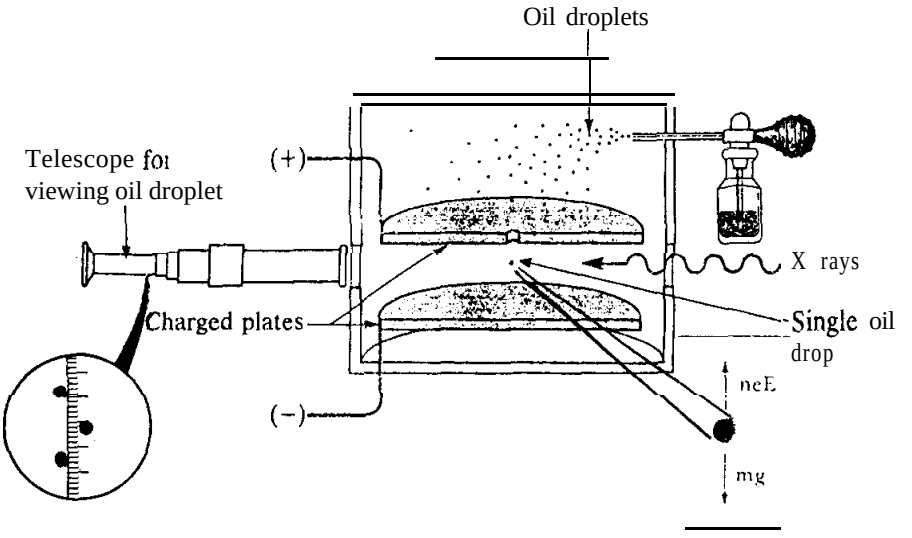
สำหรับค่านี้หาได้ $e/m = 1.759 \times 10^{11}$ C/kg

เมื่อทราบค่า e/m ค่า m ของอิเล็กตรอนอาจคำนวณหาได้

$$m = e/_{e/m} = 1.602 \times 10^{-19} \text{ C}/1.759 \times 10^{11} \text{ C/kg}$$

$$= 9.118 \times 10\text{-}3' \text{ kg}$$

ในปี ค.ศ. 1 9 0 9 อาร์เอ มิลลิแกน (R.A.Millikan) ได้ทำการทดลองหาค่าประจุของอิเล็กตรอนซึ่งหาประจุอิเล็กตรอนจากหยดน้ำมัน (เรียกการทดลองนี้ว่า Millikan's oil drop Experiment) ดังรูปที่ 3.6



รูปที่ 3.6 การทดลองหาประจุอิเล็กตรอนของมิลลิแกน

เครื่องมือประกอบด้วยอุปกรณ์การฉีดน้ำมันให้เป็นละอองเล็ก ๆ ซึ่งอยู่ข้างบนแผ่นโลหะความต่างศักย์ 2 แผ่น ที่สามารถปรับค่าความต่างศักย์ได้ แผ่นโลหะแผ่นบนมีรูให้ละอองน้ำมันผ่านลงไปได้ ซึ่งสามารถสังเกตเห็นได้โดยใช้กล้องจุลทรรศน์ และแสงที่ฉาย (จากตรงไปด้านหลัง) มาที่หยดน้ำมัน ทางขวามือมีรังสีเอกซ์ (X-rays) เพื่อทำให้อากาศที่อยู่ข้างในเกิดเป็นไอออน (ซึ่งอาจเป็นหนึ่งหรือหลาย ๆ ไอออน) ไอออนดังกล่าวจะไปจับที่หยดน้ำมัน ในขณะที่ยังไม่มีสนามไฟฟ้า หยดน้ำมันจะหล่นผ่านรูลงมาในอัตราเร็วที่ยังไม่คงที่ เนื่องจากมีอากาศต้านทานไว้ จนในที่สุดความต้านทานของอากาศจะรั้งการเร่งของการดึงดูดจากแรงโน้มถ่วงของโลก ทำให้มีอัตราเร็วคงที่ (v) ที่เรียกว่าอัตราเร็วบั้นปลาย (terminal velocity) ความเร็วนี้วัดได้โดยดูจากกล้องจุลทรรศน์ ที่มีขีดบอกไว้ และคำนวณได้ตามกฎของสะโตค (Stoke's law)

$$v = \frac{mg}{6\pi\eta r}$$

เมื่อ m เป็นมวลของหยดน้ำมัน, r เป็นรัศมีของหยดน้ำมัน, η เป็นความหนืด (viscosity) ของอากาศ และ g เป็นค่าคงที่แนวโน้มถ่วง ความหนาแน่น d ของหยดน้ำมันกับมวลและรัศมีมีความสัมพันธ์กันดังสมการ

$$d = \frac{m}{\frac{4}{3}\pi r^3}$$

ดังนั้นสำหรับหยดน้ำมันใด ๆ ค่า m และ r อาจหาได้จากความเร็วบั้นปลาย (v) และความหนาแน่น (d) ของหยดน้ำมันจากสมการทั้งสอง จากการทดลองถ้าจัดปรับความต่างศักย์

ระหว่างแผ่นโลหะทั้งสอง (E) จนกระทั่งหยดน้ำมันลอยนิ่งไม่มีการเคลื่อนที่ แรงไฟฟ้าที่กระทำต่อหยดน้ำมันก็จะเท่ากับแรงดึงดูดของโลก เนื่องจากหยดน้ำมันซึ่งมีประจุลบจะเคลื่อนที่ไปหาแผ่นโลหะขั้วบวกข้างบน และแรงดึงดูดของโลกจะดึงหยดน้ำมันลงข้างล่าง ถ้าหยดน้ำมันมีประจุเป็น q ก็จะได้

$$Eq = mg$$

$$q = mg/E$$

จากการทดลองของมิลลิแกน พบว่า q เป็นจำนวนเลขพหุคูณของประจุ e

$$q = ne$$

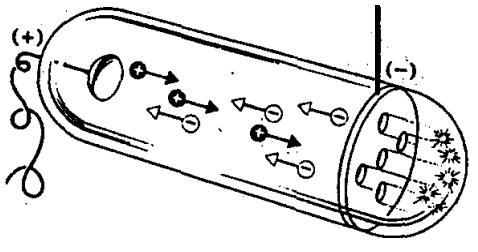
เช่น $q = 2\times1.6\times10^{-19}C$, $q = 4\times1.6\times10^{-19}C$, $q = 5\times1.6\times10^{-19}$ C เป็นต้น

มิลลิแกนได้สรุปว่าตัวเลข 1.6×10^{-19} C เป็นค่าประจุของอิเล็กตรอนหรือเท่ากับ 4.803×10^{-10} esu

3.2 การค้นพบโปรตอน

เมื่ออะตอมประกอบด้วยอิเล็กตรอนซึ่งเป็นอนุภาคประจุลบ ดังนั้นจะต้องมีอนุภาคประจุบวก เป็นองค์ประกอบของอะตอมด้วย และมีขนาดประจุเท่ากับประจุของอิเล็กตรอนเพื่อทำให้อะตอมดำรงสภาพความเป็นกลาง

ในปี ค.ศ. 1886 ยูยิน โกลด์สไตน์ (Eugene Goldstein) ได้ทำการทดลองศึกษาโดยใช้หลอดรังสีคะโทดที่ดัดแปลงให้ขั้วคะโทดอยู่เกือบกลางหลอดและตัวคะโทดมีรูหรือร่อง (canal) จำนวนหนึ่ง (ดังรูปที่ 3.7)



รูปที่ 3.7 การเกิดรังสีบวก

เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าไปยังขั้วโลหะทั้งสอง อิเล็กตรอนจากคะโทดจะวิ่งไปยังอะโนด ในขณะเดียวกันก็จะปะทะกับอิเล็กตรอนในโมเลกุลของแก๊สที่บรรจุอยู่ภายในหลอด ทำให้หลุดออก และโมเลกุลของแก๊สจะกลายเป็นไอออนประจุบวกและเคลื่อนที่ไปยังคะโทดและไหลผ่านรูของคะโทด เป็น

สาย ๆ เรียก canal rays หรือรังสีอะโนด หรือรังสีบวก (positive rays) ซึ่งสามารถตรวจสอบได้โดยฉากเรืองแสงที่ปลายหลอด รังสีบวกนี้มีอัตราส่วนประจุต่อมวลไอออน (e/m) ไม่คงที่ ทั้งนี้ขึ้นกับชนิดของแก๊สที่บรรจุในหลอด ในกรณีที่บรรจุด้วยแก๊สไฮโดรเจน อัตราส่วน e/m จะมีค่าสูงสุด เนื่องจากไฮโดรเจนเป็นธาตุที่เบาที่สุด มวลของไอออนไฮโดรเจน (m) จึงมีค่าน้อยที่สุด อนุภาคจากอะตอมของไฮโดรเจนนี้หาค่ามวลได้ 1.673×10^{-24} กรัม (1.0072766 amu) หรือหนักเป็น 1830 เท่าของอิเล็กตรอน มีขนาดประจุเท่ากับอิเล็กตรอนแต่เป็นเครื่องหมายบวก อนุภาคนี้เรียกว่าโปรตอน

3.3 การค้นพบนิวตรอน

การศึกษาค้นคว้าเกี่ยวกับอะตอมยังดำเนินต่อไป เพื่อค้นหาอนุภาคอื่น ๆ นอกจากโปรตอนและอิเล็กตรอน จากการศึกษาหามวลของอะตอมโดยใช้เครื่อง mass spectrograph พบว่านอกจากอะตอมของไฮโดรเจนแล้ว มวลของอะตอมอื่นที่หาได้จากเครื่องมือนี้ มีค่ามากกว่ามวลที่ได้จากผลรวมของน้ำหนักของโปรตอนและอิเล็กตรอนที่ประกอบกันเป็นอะตอมนั้นเสมอ ตัวอย่างเช่น นิวเคลียสของโซเดียม (Na) มีเลขอะตอมมิก (atomic number) (Z) = 11 มีน้ำหนักอะตอม = 23 ดังนั้นถ้าต้องการให้น้ำหนัก = 23 จะต้องมีจำนวนโปรตอนถึง 23 ตัว และประจุก็น่าจะเป็น +23 ของประจุอิเล็กตรอน (และมีอิเล็กตรอน 23 ตัวด้วย) ประจุนี้จะมากกว่าถึง +12 ปัญหานี้มีผลกระทบถึงเรื่องน้ำหนักอะตอมของธาตุต่าง ๆ ตลอดจนถึงเรื่องการจัดตารางธาตุ ซึ่งสมัยนั้นมีการจัดตารางธาตุเรียงตามน้ำหนักของอะตอม ต่อปัญหาดังกล่าวอีอาร์ รัทเธอร์ฟอร์ด (E.R Rutherford) ได้เสนอว่าอะตอมนอกจากประกอบด้วยโปรตอนและอิเล็กตรอนแล้ว ยังมีอนุภาคอีกชนิดหนึ่งซึ่งไม่มีประจุอยู่ในอะตอมด้วย จนกระทั่งในปี ค.ศ. 1932 เจมส์ แชควิค (James Chadwick) ก็จะได้ค้นพบอนุภาคดังกล่าวและให้ชื่อว่า นิวตรอน (ภาษาลาตินแปลว่าเป็นกลาง) จากปฏิกิริยานิวเคลียร์

$$^{9}_{4}\mathrm{Be} + ^{4}_{2}\mathrm{He} \longrightarrow ^{12}_{6}\mathrm{C} + ^{1}_{0}n$$

และได้คำนวณหามวลของนิวตรอนจากปฏิกิริยาพบว่ามีค่ามากกว่ามวลของโปรตอนเล็กน้อย คือมวลของนิวตรอนหนัก 1.675×10^{-24} กรัม (1.008665 amu) มวลของโปรตอนหนัก 1.673×10^{-24} กรัม

ปัจจุบันเป็นที่ทราบกันแล้วว่า อะตอมประกอบไปด้วยอนุภาคเล็ก ๆ ไม่น้อยกว่า 30 ชนิด บางอนุภาคเมื่อแยกออกจากอะตอมจะไม่เสถียร อนุภาคบางชนิดมีมวลน้อยมากต้องเทียบเป็นพลังงาน (1amu ≈ 931 MeV) เช่น พวก Quarks และพวก Leptons ดังตารางที่ 3.1

ตารางที่ 3.1 อนุภาคที่มีขนาดเล็กมาก พวก Quarks และLeptons

Quarks				Leptons			
ชื่อ	สัญญลักษณ์	มวลขณะนิ่ง (MeV)	ประจุ	ชื่อ	สัญญลักษณ์	มวลขณะนิ่ง (MeV)	ประจุ
Up	μ	-5	+2/3	Electron neutrino	υ_e	-0	0
Down	d	-10	-1/3	Electron	e^-	0.511	-1
Charm	C	1500	+2/3	Muon neutrino	υ_μ	<0.27	0
Strange	s	-200	-1/3	Muon	μ	105.7	-1
Top	t	~100,000	+2/3	Tau neutrino	υ_t	<35	0
Botton	b	-5000	-1/3	Tau	t^-	1784	-1

อย่างไรก็ตามอนุภาคที่สำคัญและถือว่าเป็นอนุภาคพื้นฐานของอะตอมได้แก่ อิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอน ซึ่งมีสมบัติตามตารางที่ 3.2 อนุภาคทั้งสามสามารถใช้อธิบายพฤติกรรมต่าง ๆ ทางเคมีที่เกิดขึ้นได้

ตารางที่ 3.2 อนุภาคพื้นฐานของอะตอม

อนุภาค	น้ำหนัก (กรัม)	หน่วย amu	ประจุ
อิเล็กตรอน	9.1096×10^{-28}	0.00054859	-1
โปรตอน	1.6726×10^{-24}	1.007277	+1
นิวตรอน	1.6749×10^{-24}	1.008665	0

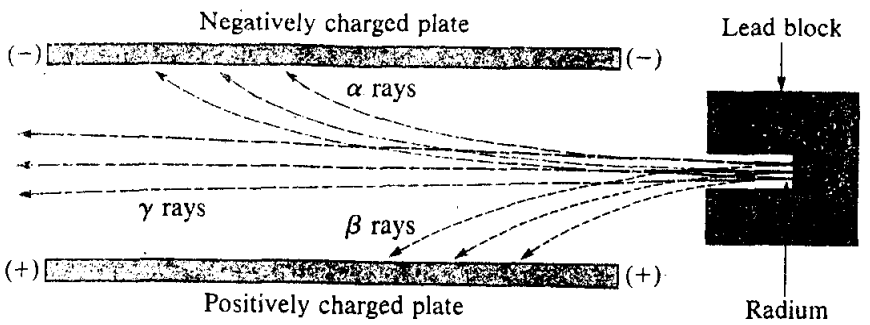
3.4 การค้นพบรังสีเอกซ์และกัมมันตภาพรังสี

ในปี ค.ศ. 1895 นักฟิสิกส์ชาวเยอรมันชื่อ วิลเฮล์ม คอนราด เรินต์เกน (Wilheim Conrad Roentgen) (1845-1923) ได้ค้นพบคุณสมบัติพิเศษอันหนึ่งของรังสีชนิดใหม่ที่เกิดขึ้นในหลอดรังสีคะโทดที่เป็นสุญญากาศ รังสีดังกล่าวสามารถทำให้กระดาษที่เคลือบด้วยสารเคมีบางชนิดเกิดเรืองแสงได้ นอกจากนี้ยังสามารถทะลุทะลวงผ่านผนังห้องไปอีกห้องหนึ่งและทำให้กระดาษเรืองแสงได้อีก เรินต์เกนให้ชื่อรังสีนั้นว่ารังสีเอกซ์ (X-rays) จากการค้นพบสิ่งใหม่ ๆ เหล่านี้ได้ดึงดูดให้นักวิทยาศาสตร์มาสนใจศึกษาวิจัยการเรืองแสงของสารต่าง ๆ ในปี ค.ศ. 1896 อังรี เบคเคอเรล (Henri Becqurel) (1852-1908) ได้ศึกษาการเรืองแสงของสารโปแทสเซียม

ยูเรเนียม ซัลเฟต โดยนำสารนี้ไปอาบแดดเพื่อดูดกลืนพลังงานจากแสงแดด แล้วให้ปลดปล่อยพลังงานกลับออกมาจากสาร ซึ่งคาดว่าจะเป็นรังสีเอกซ์ที่จะไปมีผลกับฟิล์ม ทำให้ฟิล์มที่ล้างออกมามีรอยสีดำ ณ ตำแหน่งที่สารวางทับบนฟิล์ม เบคเคอเรล ยังได้ค้นพบจากการทดลองอีกว่า ถึงแม้สารดังกล่าวไม่ถูกแสงแดด หรืออยู่ในห้องที่มืดก็ให้ผลการทดลองเหมือนกับการทดลองครั้งแรกทุกประการ ดังนั้นรังสีที่เปล่งออกมาจากสารเกลือแร่นั้นจึงไม่ใช่รังสีเอกซ์ แต่เป็นรังสีชนิดใหม่ซึ่งให้ชื่อว่ากัมมันตภาพรังสี (radioactivity) และธาตุที่ให้รังสีนี้ออกมาเรียกธาตุกัมมันตรังสี (radioactive elements)

ในปีเดียวกันนี้ นักเคมีชาวโปแลนด์ชื่อ มารี คูรี (Marie Curie) (1876-1934) และสามีชื่อ ปีแอร์ (Pierre) ได้ทำการทดลองแยกธาตุกัมมันตรังสีออกจากแร่ Pitchblende ทำให้ได้ค้นพบธาตุใหม่ 2 ธาตุ คือ Polonium (Po) ซึ่งตั้งเป็นเกียรติแก่คูรี ซึ่งเป็นชาวโปแลนด์ และ Radium (Ra, มาจากคำว่า Radiation) นอกจากนั้นยังค้นพบว่าธาตุ Thorium เป็นธาตุกัมมันตรังสีอีกด้วย จากผลงานที่เป็นผู้บุกเบิกค้นคว้าวิจัยเกี่ยวกับสารกัมมันตรังสี ดังนั้นในปี ค.ศ. 1903 ปีแอร์และคูรี ได้รับรางวัลโนเบลในสาขาฟิสิกส์ร่วมกับเบคเคอเรล ต่อมาปี 1911 คูรีก็ได้รับรางวัลโนเบลอีกครั้งในสาขาเคมี

กัมมันตภาพรังสีที่เปล่งออกมาจากธาตุยูเรเนียม เมื่อผ่านเข้าไปในสนามแม่เหล็ก พบว่าสามารถจำแนกกัมมันตรังสีได้ 3 ชนิด ซึ่ง รัทเธอร์ฟอร์ดได้ตั้งชื่อรังสีทั้งสามชนิดนั้นว่า อนุภาคอัลฟ่า, อนุภาคเบต้า และรังสีแกมมา ซึ่งมาจากอักษรกรีก 3 ตัวแรก คือ α, β และ γ (ดังรูปที่ 3.8)



รูปที่ 3.8 การเบี่ยงเบนของรังสีอัลฟ่า (α), เบต้า (β) และแกมม่า (γ) ในสนามไฟฟ้า

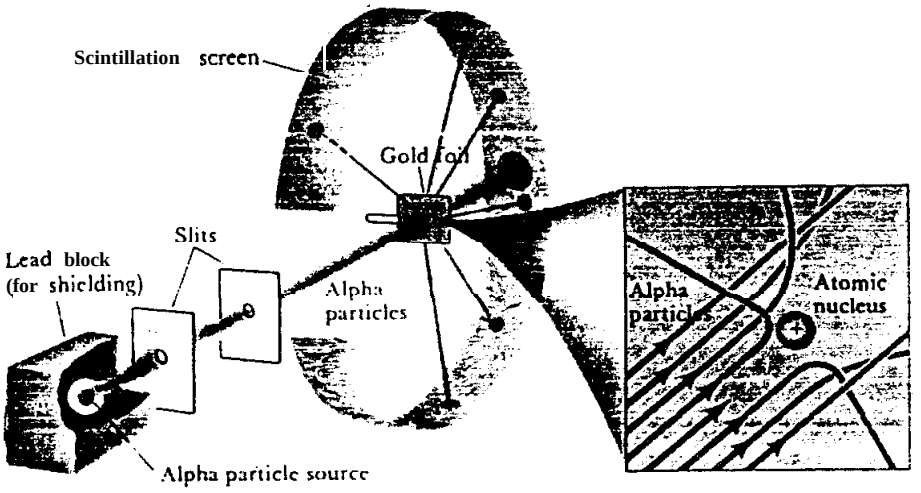
อนุภาคอัลฟ่า (α) เป็นอนุภาคที่มีสองโปรตอนและสองนิวตรอน มีประจุ +2 และมีมวลประมาณ 4 เท่าของมวลโปรตอน ส่วนอนุภาคเบต้า (β) เป็นอิเล็กตรอนที่มีประจุ -1 รังสีแกมมา (γ) เป็นแสงที่ไม่มีประจุ คล้ายคลึงกับรังสีเอกซ์ มีความเร็วในสูญญากาศเท่ากับความเร็วของแสง สารกัมมันตรังสีบางชนิดสามารถเปล่งอนุภาคหรือรังสีเฉพาะชนิดใดชนิดหนึ่งออกมาเพียงชนิดเดียว เช่น อนุภาคอัลฟ่าล้วน ๆ หรืออนุภาคเบต้าเพียงอย่างเดียว หรือเฉพาะรังสีแกมมาอย่างเดียว

จากการค้นพบสารกัมมันตรังสีได้ก่อให้เกิดประโยชน์ที่สำคัญอันหนึ่งคือใช้ทำอุปกรณ์เครื่องมือที่เรียกว่า particle gun โดยอนุภาคที่เปล่งออกจากจุดกำเนิดรังสีจะถูกบังคับให้ออกมาในลักษณะเป็นลำหรือกระแสของอนุภาคเพื่อยิงไปยังเป้าหมาย ดังที่รัทเธอร์ฟอร์ดใช้ particle gun นี้ทดสอบรูปแบบจำลองอะตอมของทอมสัน

3.5 แบบจำลองของอะตอม (Atomic models)

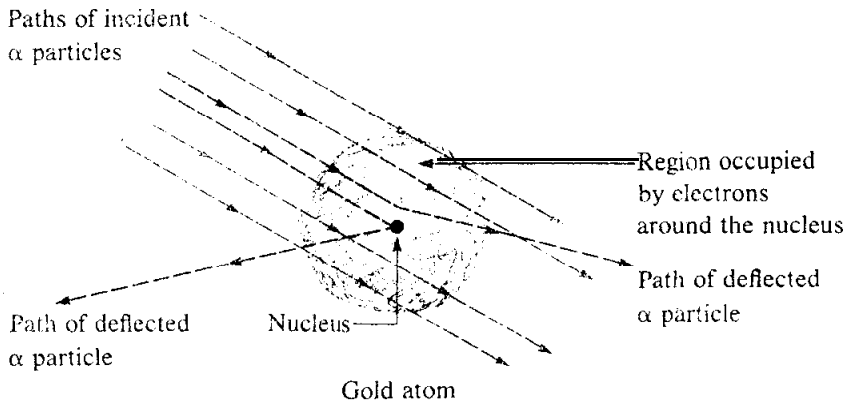
จากผลการทดลองต่าง ๆ เมื่อทราบว่าอะตอมประกอบด้วย อนุภาคที่มีประจุบวกคือโปรตอนและอนุภาคที่มีประจุลบอิเล็กตรอนแล้ว นักวิทยาศาสตร์ก็ได้มีการเสนอรูปแบบจำลองของอะตอม และได้คำนวณ (อย่างประมาณ) หาค่าขนาดของอะตอมซึ่งจะมีรัศมี 10^{-8} ซม. [จากค่าปริมาตรโมล (ซม.^{3} / โมล) หารด้วยเลขอโวกาโดร (6.02×10^{23}) จะได้ปริมาตรอะตอม = 10^{-24} ซม.^{3}] เจ เจ ทอมสันได้เสนอแบบจำลองสำหรับอะตอมขึ้นว่า อะตอมเป็นทรงกลมมีรัศมีเท่ากับ 10^{-8} ซม. ประกอบด้วยอนุภาคประจุบวก (โปรตอน) และอิเล็กตรอนคละปนกันอยู่โดยอนุภาคทั้งสองกระจายกันอยู่ทั่วทั้งทรงกลม อย่างไรก็ตามแบบจำลองอะตอมของทอมสันต้องล้มเลิกไปจากการทดลองของรัทเธอร์ฟอร์ด

ในปี ค.ศ. 1911 รัทเธอร์ฟอร์ด ได้ทำการทดลองโดยการยิงอนุภาคอัลฟ่าไปยังแผ่นโลหะบาง ๆ เป็นต้นว่าแผ่นโลหะทองคำ (หนา 0.0004 มม.) ทองแดงและอลูมิเนียม และจากการศึกษาฉากเรืองแสงที่ฉาบด้วยสาร ZnS ที่อยู่ด้านหลังของแผ่นทองคำ พบว่าอนุภาคอัลฟ่าส่วนใหญ่ (ประมาณ 99.9%) สามารถทะลุผ่านแผ่นทองคำไปได้ มีเพียงส่วนน้อยที่หักเหไปจากทิศทางเดิม และบางส่วนจะสะท้อนกลับ (ดังรูปที่ 3.9)



รูปที่ 3.9 การทดลองแสดงถึงการกระจายของอนุภาคอัลฟ่า

การทดลองของรัทเธอร์ฟอร์ดได้ชี้ให้เห็นว่า ถ้าหากรูปแบบจำลองอะตอมของทอมสันถูกต้องแล้ว อนุภาคอัลฟ่าซึ่งมีพลังงานสูงก็ควรจะผ่านแผ่นโลหะ (ซึ่งมีอนุภาคประจุบวกและประจุลบผสมเป็นเนื้อเดียวกัน) ได้ทั้งหมดโดยไม่มีการหักเหและสะท้อนกลับ การหักเหและสะท้อนกลับของอนุภาคอัลฟ่าน่าจะเนื่องมาจากการชนหรือถูกผลักจากมวลที่เป็นกลุ่มก้อนที่มีความหนาแน่นมากมีขนาดเล็กและมีประจุบวก สำหรับอนุภาคอัลฟ่าส่วนใหญ่ที่ผ่านทะลุแผ่นโลหะบางๆ ไปได้นั้นก็เพราะวิ่งผ่านส่วนว่างเปล่าและส่วนที่คลุมด้วยอนุภาคที่มีประจุลบ ดังรูปที่ 3.10



รูปที่ 3.10 แสดงการหักเหของอนุภาคอัลฟ่าที่มีต่อนิวเคลียส

ผลการทดลองนี้รัทเธอร์ฟอร์ดได้ให้รูปแบบจำลองอะตอมอีกแบบหนึ่งเรียกว่า แบบจำลองอะตอมของรัทเธอร์ฟอร์ด (Rutherford's model of atom) ซึ่งสรุปสาระได้ดังนี้

1. มวลของอะตอมเกือบทั้งหมดอยู่แกนกลางอะตอมที่เรียกว่านิวเคลียส
2. นิวเคลียสมีประจุบวกและมีจำนวนเท่ากับจำนวนประจุของอิเล็กตรอน
3. อิเล็กตรอนล้อมรอบนิวเคลียสมีระยะห่างระยะหนึ่งและมีจำนวนเท่ากับโปรตอน

นอกจากนี้รัทเธอร์ฟอร์ดยังได้คำนวณหาจำนวนประจุบวกทั้งหมดที่นิวเคลียส (atomic No.) ของทองคำได้ = 100 $\pm$20 (Atomic No.ของ Au = 79) และหาขนาดของนิวเคลียสได้ ซึ่งมีรัศมี 10^{-13} ซม. (ขนาดของอะตอม = 10^{-8} ซม.) คือขนาดเล็กเป็น $\frac{1}{10000}$ เท่าของอะตอม เพื่อให้เห็นภาพการเปรียบเทียบชัดเจนขึ้น ถ้าหากอะตอมมีเส้นผ่านศูนย์กลาง 1 กิโลเมตร นิวเคลียสจะมีขนาดเส้นผ่านศูนย์กลางเพียง 2 เซนติเมตรเท่านั้นเอง ส่วนที่ครอบคลุมใน 1 กิโลเมตรนั้นเป็นที่อยู่ของอิเล็กตรอนกระจายกันทั่วไป

ถึงแม้ว่ารัทเธอร์ฟอร์ดได้เสนอแบบจำลองอะตอมดังกล่าวมาแล้ว แต่แบบจำลองอะตอมนี้ ก็มีข้อที่น่าสงสัยขบคิดอยู่ 2 ประการ คือ

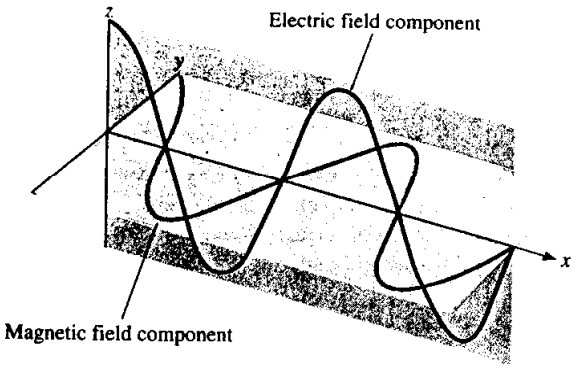
ประการแรก อนุภาคประจุบวก (โปรตอน) ภายในนิวเคลียสอยู่ด้วยกันได้อย่างไร ทั้งที่มีประจุเหมือนน่าจะเกิดการผลักกันทำให้ไม่เสถียร สำหรับปัญหานี้ได้คำอธิบายว่า การที่อนุภาคดำรงอยู่ในนิวเคลียสได้นั้น เนื่องจากมีแรงชนิดหนึ่งคือ แรงนิวเคลียร์ (nuclear force) ซึ่งเป็นแรงดึงดูดระหว่างโปรตอน-โปรตอน (p-p), โปรตอน-นิวตรอน (p-n) และนิวตรอน-นิวตรอน (n-n) แรงนิวเคลียร์นี้ไม่ขึ้นกับประจุ และเป็นแรงที่แข็งแรงกว่าแรงที่เกิดจากประจุ เช่น coulomb force และ gravity force มาก จึงเป็นเหตุให้อนุภาค-โปรตอนและนิวตรอน อยู่ภายในนิวเคลียสอย่างมีเสถียรภาพ

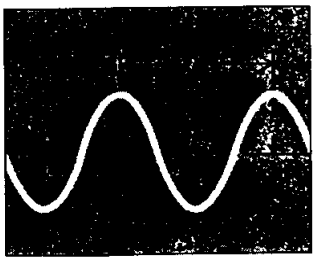
ประการที่สอง การที่อิเล็กตรอนซึ่งมีประจุลบล้อมรอบนิวเคลียส (ซึ่งมีประจุบวก) อยู่ได้อย่างไรโดยไม่ถูกดึงดูดเข้ามาในนิวเคลียสนั้น รัทเธอร์ฟอร์ดได้ให้เหตุผลว่า อิเล็กตรอนที่ล้อมรอบนิวเคลียสนั้นเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสด้วยความเร็วสูง ทำให้มีแรงเหวี่ยง (แรงหนีศูนย์กลาง) หักล้างกับแรงดึงดูดจากนิวเคลียสจึงทำให้อนุภาคทั้งสองที่มีประจุต่างกันอยู่ด้วยกันได้ อย่างไรก็ตามแนวความคิดดังกล่าวเกิดไปขัดแย้งกับทฤษฎีของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า (Classical Electrodynamic) ที่ว่าเมื่ออนุภาคที่มีประจุเช่นอิเล็กตรอนเคลื่อนที่เป็นวงกลม จะปลดปล่อยพลังงานชนิดที่เป็นแสงออกมา ทำให้อิเล็กตรอนสูญเสียพลังงานไปเรื่อยๆ และจะเข้าใกล้นิวเคลียสทุกขณะจนในที่สุดก็จะลงไปในนิวเคลียสและโครงสร้างอะตอมก็จะถูกยุบลงไป ลักษณะการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนแบบนี้ พลังงานของอิเล็กตรอนที่ปลดปล่อยออกมาจะเป็นไปแบบต่อเนื่องที่เรียกว่า Continuous spectrum

J.J Balmer ได้ทำการทดลองและศึกษาแถบพลังงาน (spectrum) ของอะตอมไฮโดรเจน พบว่าเป็นแบบ line spectrum ซึ่งจะเห็นว่าขัดแย้งกัน ดังนั้นทฤษฎีคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า จึงไม่สามารถที่จะใช้อธิบายได้ จึงต้องหาทฤษฎีอื่น ๆ ที่ดีกว่ามาอธิบายนั่นคือ ทฤษฎีควอนตัมของแสงหรือทฤษฎีโฟตอนของแสง

3.6 **คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า** (Electromagnetic radiation)

เพื่อที่จะให้เข้าใจในทฤษฎีควอนตัมของแสง เราจำเป็นต้องรู้เรื่องสมบัติบางประการของแสง แสงเป็นพลังงานซึ่งมีสมบัติเกี่ยวข้องกับการเคลื่อนที่ของคลื่นแสงจัดเป็นคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าชนิดหนึ่ง เมื่อแสงเคลื่อนที่จะเกิดทั้งสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าเคลื่อนที่ในระยะทางที่ตั้งฉากกันดังรูปที่ 3.11





รูปที่ 3.11 (ก) ลักษณะของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า (ข) คุณสมบัติของคลื่น ความยาวคลื่น (λ) และความสูงของคลื่น (a)

ถ้าคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าเคลื่อนที่ไปตามแนวแกน X สนามไฟฟ้าจะเคลื่อนที่อยู่ในระนาบ XZ ในขณะที่สนามแม่เหล็กจะเคลื่อนที่ในระนาบซึ่งตั้งฉากกับ XZ คือ ระนาบ XY

คลื่นมีลักษณะการเคลื่อนที่แบบซ้ำ ๆ กัน (รูปที่ 3.11 ข) ความเร็วของคลื่นขึ้นกับชนิดของคลื่นและธรรมชาติของสารตัวกลางที่คลื่นเคลื่อนที่ไป เช่น น้ำ อากาศ สุญญากาศ ในการบรรยายคุณลักษณะของคลื่นมักเกี่ยวข้องกับเทอมต่าง ๆ ดังนี้

1. ความยาวคลื่น (wave length, λ) คือระยะระหว่างจุด 2 จุด บนคลื่น 2 คลื่นที่เหมือนกันที่ติดกัน เช่นระยะระหว่างจุดยอดคลื่น 2 คลื่นที่ติดกัน

2. ความสูงของคลื่น (wave amplitude, a) คือระยะตั้งฉากจากยอดคลื่นถึงฐาน ความสูงหรือความเข้มของแสง (brightness) จะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับกำลังสองของความสูงของคลื่น (a^2)

3. อัตราเร็ว (velocity, c) คือระยะทางที่คลื่นที่ได้ในเวลา 1 วินาทีในสุญญากาศ คลื่นทุกชนิด (ไม่ว่าจะความยาวคลื่นเท่าใดก็ตาม) จะเคลื่อนที่ด้วยความเร็วเดียวกัน คือ 2.9979×10^8 เมตรต่อวินาที (เพื่อความสะดวกมักจะใช้ 3.0×10^8 m/s) ความเร็วนี้เรียกว่าความเร็วแสง

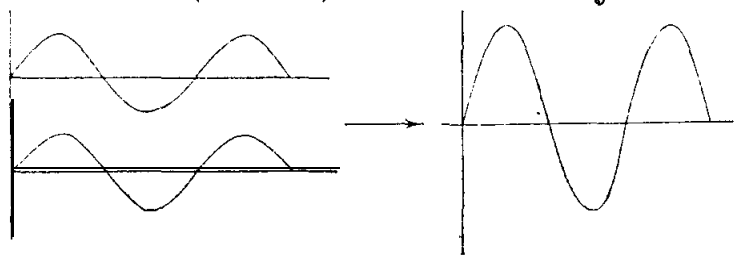
4. ความถี่ (frequency, ν) คือจำนวนคลื่นที่เคลื่อนที่ผ่านจุด ๆ หนึ่งในเวลา 1 วินาที ซึ่งมีหน่วยเป็นรอบต่อวินาที (หรือ Hertz, Hz)

5. จำนวนคลื่น (wave number, $\bar{\nu}$) เป็นสัดส่วนกลับของความยาวคลื่นคือ $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$

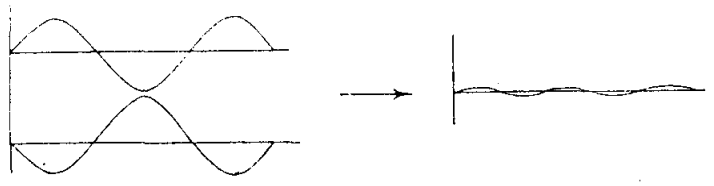
ความถี่ อัตราเร็วและความยาวคลื่น มีความสัมพันธ์กันดังสมการ

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

ถ้าคลื่นจำนวน 2 คลื่นเคลื่อนที่ในตัวกลางเดียวกัน มีส่วนสูงสุดและต่ำสุดของแต่ละคลื่นอยู่ในลักษณะตรงกัน (ดังรูปที่ 3.12) เรียกว่าทั้งสองคลื่นอยู่แบบ "in phase" คลื่นทั้งสองจะรวมกันเป็นคลื่นเดียว มีความยาวคลื่นและความถี่เท่าเดิม แต่ความสูงของคลื่นสูงเป็น 2 เท่าของคลื่นเดิม ปรากฏการณ์ที่เกิดขึ้นเป็นแบบส่งเสริมกัน (reinforcement) แต่ถ้าคลื่น 2 คลื่นรวมกันในลักษณะที่ส่วนสูงสุดของคลื่นหนึ่งตรงกับส่วนต่ำสุดของอีกคลื่นหนึ่ง (ดังรูป) คลื่นทั้งสองจะอยู่ในลักษณะที่เรียกว่า "out of phase" โดยคลื่นทั้งสองจะหักล้างกัน (interference) ซึ่งได้ผลเป็นเส้นตรงแทนที่จะเป็นคลื่น ปรากฏการณ์ in phase และ out of phase มักเกิดขึ้นกับการเกิดการเลี้ยวเบนของแสง (diffraction) ซึ่งเป็นลักษณะที่สำคัญอย่างหนึ่งของคลื่นแสง



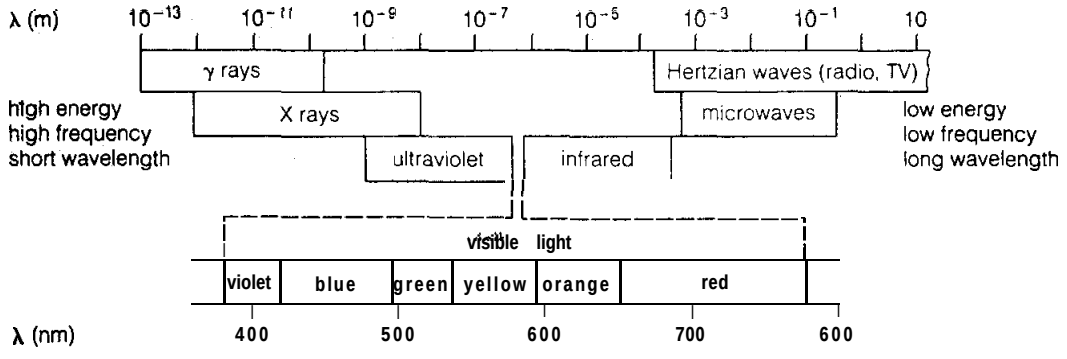
(ก) คลื่นแบบส่งเสริมกัน (reinforcement)



(ข) คลื่นแบบหักล้างกัน (interference)

รูปที่ 3.12 การส่งเสริมและหักล้างของคลื่น

แสงทุกชนิดเป็นแบบหนึ่งของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า รวมทั้งเอกซ์เรย์รังสีแกมมา คลื่นไฟฟ้า และคลื่นวิทยุ มีความเร็วในสุญญากาศ 3.0×10^8 m/s และมีความยาวคลื่นได้ตั้งแต่ความยาวหนึ่งส่วนพันล้านเซนติเมตรถึงความยาวเป็นกิโลเมตร ดังจะเห็นได้จากรูปที่ 3.13



รูปที่ 3.13 ลักษณะต่าง ๆ ของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า

3.7 ทฤษฎีควอนตัมของแสงหรือทฤษฎีโฟตอนของแสง

ในระยะก่อนปี ค.ศ. 1900 ได้มีทฤษฎีเก่าทางฟิสิกส์คือทฤษฎีแสง ซึ่งเชื่อว่าพลังงานของแสงขึ้นอยู่กับความเข้มของแสง ไม่ขึ้นกับความถี่หรือความยาวคลื่นแต่อย่างใด ทฤษฎีแสงนั้นสามารถอธิบายปรากฏการณ์บางอย่างเช่น การสะท้อนแสง การหักเหของแสงและการกระจายของแสงได้ดี แต่ไม่สามารถอธิบายปรากฏการณ์การแผ่รังสีจากวัตถุดำและปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กตริก (Photoelectric effect) ได้ ดังนั้นจึงต้องแสวงหาทฤษฎีใหม่มาอธิบายปรากฏการณ์ดังกล่าว

ในปี ค.ค. 1900 นักฟิสิกส์ชาวเยอรมันชื่อ แมกซ์พลังค์ (Max Planck) ได้ศึกษาวิเคราะห์ข้อมูลต่าง ๆ ของรังสีที่เปล่งออกมาจากการเผาวัตถุของแข็งที่อุณหภูมิต่าง ๆ และได้ค้นพบว่าอะตอมหรือโมเลกุลของแข็งที่ถูกเผานั้น จะเปล่งพลังงานของรังสีออกมา ซึ่งไม่ใช่แบบต่อเนื่อง (continuous) (ตามทฤษฎีเก่า) แต่เป็นค่าเฉพาะของตัวเลขจำนวนเต็มของค่าปริมาณอันหนึ่ง ปริมาณค่าเฉพาะนี้เรียกว่า quanta (เอกพจน์ quantum) จึงทำให้เกิดทฤษฎีใหม่ขึ้นเรียกว่าทฤษฎีควอนตัมของแสง ทฤษฎีนี้ถือว่าพลังงานของแสงหรือพลังงานของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้า เกิดขึ้นเป็นกลุ่มก้อนเรียกว่าควอนตัมของพลังงาน พลังงานของแสงขึ้นกับความถี่ของแสงนั้นดังสมการ

$$E = hv$$

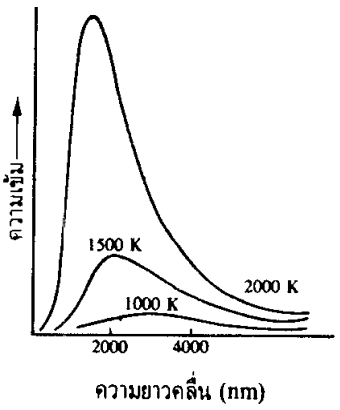
h = ค่าคงที่พลังซ์ = 6.63×10^{-34} J.s

v = ความถี่ของแสง

ทฤษฎีควอนตัมแสงของพลังซ์นี้สามารถนำไปใช้อธิบายปรากฏการณ์แผ่รังสีจากวัตถุดำ และปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กตริกได้ดี

3.7.1 การแผ่รังสีจากวัตถุดำ

วัตถุดำอาจจะให้คำจำกัดความได้ว่าเป็นวัตถุหรือห้องมืดที่สามารถดูดกลืนพลังงานรังสีหรือแสงได้อย่างสมบูรณ์แบบจึงไม่มีสีที่ให้ตามองเห็นเมื่อถึงสภาวะสมดุลย์ที่อุณหภูมิหนึ่ง จะพบว่ารังสีที่แผ่ออกมาจากวัตถุดำมีหลายความถี่ซึ่งมีความเข้มไม่เท่ากัน แต่จะมีความเข้มสูงสุดที่ความถี่ค่าหนึ่งเสมอ และถ้าอุณหภูมิสูงขึ้น ความถี่ที่ความเข้มสูงสุดก็จะสูงขึ้นด้วย ปรากฏการณ์แผ่รังสีของวัตถุดำ อาจจะแสดงได้โดยการเผาแท่งโลหะที่มีจุดหลอมเหลวสูงเช่น แท่งเหล็ก โดยเริ่มแรกแท่งเหล็กจะเริ่มร้อน (แผ่รังสี IR ออกมา) เมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น แท่งเหล็กจะเปล่งพลังงานแสงสีต่าง ๆ เริ่มจากสีแดง เหลือง ส้มและสีขาวในที่สุด ผลจากการวัดความเข้มและชนิดของแสงที่เปล่งออกมาจากวัตถุที่อุณหภูมิต่าง ๆ เขียนได้เป็นกราฟดังแสดงในรูปที่ 3.14



รูปที่ 3.14 การเปล่งรังสีความร้อนของวัตถุดำที่อุณหภูมิต่าง ๆ

ในทฤษฎีแสงเก่าเชื่อว่าแสงเป็นคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าที่ถูกเปล่งออกมาเนื่องจากการสั่นสะเทือนของอิเล็กตรอน ซึ่งจะสั่นด้วยความถี่เท่าใดก็ได้ ทำให้แสงที่เปล่งออกมามีความถี่ต่อเนื่อง อย่างไรก็ตามเมื่อคำนวณความเข้มของพลังงานและแสงที่ความถี่ต่าง ๆ ของจำนวนอิเล็กตรอนที่สั่นด้วยความถี่นั้น ๆ ปรากฏว่าผลการคำนวณไม่ตรงกับผลการทดลอง นอกจากนี้ยังไม่สามารถอธิบายได้ว่าเหตุใดวัตถุที่อุณหภูมิหนึ่ง ๆ จึงเปล่งแสงที่มีความเข้มสูงสุดในความถี่ช่วงหนึ่งเท่านั้น

พลังซ์ได้ใช้ทฤษฎีควอนตัมของแสงอธิบายปรากฏการณ์แผ่รังสีจากวัตถุดำว่า ในวัตถุดำจะประกอบด้วยตัวเปล่งรังสีที่เรียกตัวสั่นสะเทือน (oscillator) ในบรรดาตัวสั่นสะเทือนนี้จะมีพลังงานได้เพียงบางค่าเท่านั้น รังสีที่เปล่งออกมาเป็นผลต่างของระดับพลังงานของตัวสั่นสะเทือน ดังนั้นพลังงานรังสีที่เปล่งออกมาจึงมีพลังงานเพียงบางค่าเท่านั้น และเป็นปฏิภาคโดยตรงกับค่าความถี่ กลุ่มอะตอมที่สั่นสะเทือนด้วยความถี่สูงจะเปล่งรังสีที่มีพลังงานสูง ๆ เท่านั้น ที่อุณหภูมิหนึ่ง ๆ โอกาสที่จะอะตอมที่สั่นสะเทือนด้วยความถี่สูงมาก ๆ หรือต่ำมาก ๆ นั้นมีน้อย ดังนั้นความเข้ม (ซึ่งขึ้นกับพลังงานและจำนวนอะตอม) ของพวกที่มีความถี่ดังกล่าวจึงน้อยกว่า ซึ่งตรงกับผลการทดลองที่กราฟเส้นโค้งลดลงในบริเวณที่มีความถี่สูงมากและต่ำมาก นอกจากนี้ยังมีความถี่ค่าหนึ่งที่เป็นของอะตอมส่วนใหญ่ ความถี่ค่านี้จะเพิ่มขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น ซึ่งสามารถอธิบายการเปลี่ยนแปลงจุดสูงสุดของกราฟที่อุณหภูมิสูงสุดได้

3.4.2 ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กตริก (photoelectric effect)

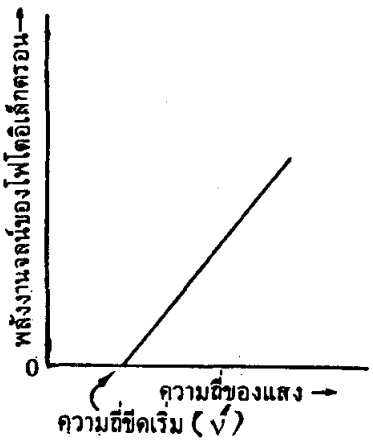
แสงที่มีความถี่สูงพอ เมื่อไปกระทบผิวหน้าโลหะจะมีอิเล็กตรอนหลุดออกมาจากโลหะ อิเล็กตรอนที่หลุดออกมานี้เรียก โฟโตอิเล็กตรอน (Photoelectron) ปรากฏการณ์นี้เรียก ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กตริก จากการศึกษานี้พบว่า

1. ในโลหะแต่ละชนิดจะให้โฟโตอิเล็กตรอนออกมาต่อเมื่อแสงที่ฉายไปยังผิวโลหะจะต้องมีค่าความถี่มากกว่าความถี่ขีดเริ่ม (threshold frequency) (ν') ของโลหะนั้น ถ้าความถี่ต่ำกว่าจะไม่เกิดโฟโตอิเล็กตรอน ไม่ว่าจะมีความเข้มสูงเพิ่มขึ้นเท่าใดก็ตาม

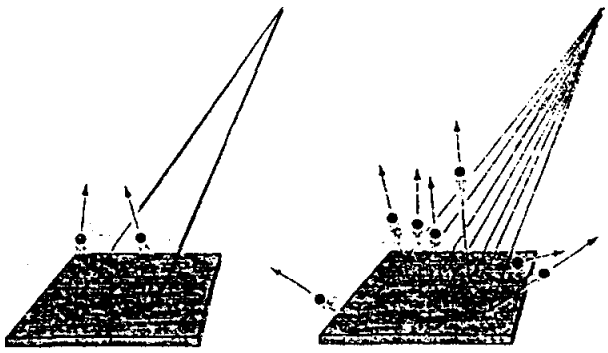
2. พลังงานจลน์ของโฟโตอิเล็กตรอนที่หลุดออกมาจะเพิ่มขึ้นเป็นปฏิภาคโดยตรงกับความถี่ของแสงที่อาบโลหะนั้น โดยไม่ขึ้นกับความเข้มของแสง

3. สำหรับความถี่ที่กำหนดให้ใด ๆ การเพิ่มขึ้นของความเข้มของแสง จะทำให้อัตราการหลุดออกของอิเล็กตรอนจากโลหะเพิ่มขึ้น แต่จะไม่ทำให้ค่าพลังงานจลน์สูงสุดของโฟโตอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น

ไอสไตน์ได้อธิบายปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กตริก (ซึ่งได้รับรางวัลโนเบลเกี่ยวกับเรื่องนี้ในปี ค.ศ. 1912) โดยอาศัยทฤษฎีควอนตัมว่า แสงมีสมบัติเป็นอนุภาคด้วยที่เรียกโฟตอน (Photon) พลังงานของโฟตอน ($E_\nu = h\nu$) คิดเป็น 1 ควอนตัม ซึ่งมีค่าเฉพาะสำหรับแสงที่มีค่าความถี่ค่าหนึ่งๆ เท่านั้น เมื่อแสงกระทบผิวหน้าโลหะจะถ่ายเทพลังงานให้แก่อิเล็กตรอนของโลหะที่ถูกยึดอยู่ในโลหะด้วย พลังงานยึดเหนี่ยว (binding energy (B.E.)) ดังนั้นการที่จะให้อิเล็กตรอนหลุดออกมาได้ พลังงานแสงจะต้องทำลายแรงที่ยึดเหนี่ยวอิเล็กตรอนนี้ โลหะบางชนิดเช่น Cs อิเล็กตรอนหลุดได้ง่ายเพียงแต่ใช้พลังงานแสงที่มีความถี่ไม่สูงนัก และอิเล็กตรอนตัวที่หลุดนี้จะมีพลังงานจลน์ (K.E.) ที่ใช้วิ่งออกมาจากอะตอม ดังนี้



(ก) เมื่อใช้แสงที่มีความถี่ต่าง ๆ



(ข) การเกิดโฟโตอิเล็กตริก เมื่อความเข้มแสง (ความถี่มากกว่า ν') สูงกว่าโฟโตอิเล็กตรอนหลุดออกมา

รูปที่ 3.15 พลังงานโฟโตอิเล็กตรอน

$$K.E. = h\nu - B.E.$$

$$K.E. = h\nu - h\nu'$$

$$\frac{1}{2}mv^2 = h\nu - w$$

เมื่อ W (work function) เป็นพลังงานน้อยที่สุดที่ใช้ในการสกัดอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะ ส่วน m และ v เป็นมวลและความเร็วของโฟโตอิเล็กตรอน

เมื่อเขียนกราฟ พลังงานจลน์ของโฟโตอิเล็กตรอนกับความถี่ของแสงที่ตกกระทบโลหะจะได้กราฟเส้นตรงที่มี slope เท่ากับ h จุดตัดเส้นตรงคือ ν' คือความถี่ขีดเริ่มของโลหะนั่นเอง ดังรูปที่ 3.15

จากความสำเร็จของทฤษฎีควอนตัมในการอธิบายปรากฏการณ์ทั้งสองดังกล่าว ทำให้เชื่อได้ว่ารังสีแม่เหล็กไฟฟ้าหรือพลังงานรังสีมีสมบัติเป็นทั้งอนุภาคและคลื่น เมื่อเป็นคลื่นจะมีความยาวคลื่น (λ), ความถี่ (ν) และความเร็ว (c) เท่ากับความเร็วแสง ($3x10^8$ ม./วินาที) เมื่อเป็นอนุภาคจะมีพลังงาน (E) = $h\nu$

ตัวอย่าง 3.1 เมื่อพลังงานที่น้อยที่สุดในการใช้ดึงอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะของโลหะเงินเป็น $7.52x10^{-19}$J จงคำนวณหาพลังจลน์ที่มีค่าสูงสุดของอิเล็กตรอนที่หลุดออกมาจากผิวเมื่ออาบด้วยแสงอัลตราไวโอเลตที่มีความยาวคลื่น 36 nm. (360˚A)

วิธีทำ

$$h\nu' = 7.52x10^{-19}\ J$$

$$\frac{1}{2}mv^2 = h\nu - h\nu'$$

$$= \frac{(6.63\sim10^{-34}\ Js)(3.0\times10^{8}\ ms^{-1})}{360\times10^{-10}\ m} - 7.52\times10^{-19}\ J$$

$$\frac{1}{2}mv^2 = 5.5\times10^{-18}J - 7.52\times10^{-19}J$$

$$= 4.77x10^{-18}\ J$$

3.8 สเปกตรัมของอะตอม

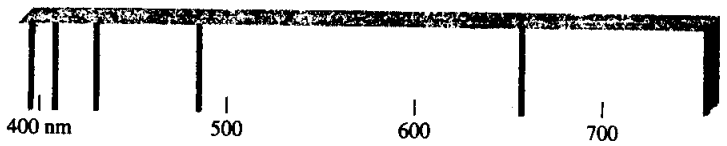
สเปกตรัมเป็นอนุกรมของแถบสีต่าง ๆ หรือเส้นที่ได้จากการผ่านพลังงานรังสีหรือแสงเข้าไปในสเปกโตรสโคป (spectroscope) ทำให้พลังงานรังสีแยกเป็นองค์ประกอบที่มีความยาวคลื่นต่างๆ เรียงลำดับกันไป ถ้าพลังงานรังสีเกิดจากการเปลี่ยนแปลงของอะตอมเรียก Atomic spectrum ในเครื่องสเปกโตรสโคป มีส่วนประกอบที่สำคัญ คือ ปริซึม (Prism) หรือเกรตติง

(Grating) ช่วยกระจายแสง ดังนั้นเครื่องมือจึงมีทั้ง Prism spectroscope และ Grating spectroscope ซึ่งใช้กันอย่างกว้างขวาง แถบสเปกตรัมความยาวคลื่นต่าง ๆ ทั้งที่มองเห็นและมองไม่เห็น สามารถบันทึกบนแผ่นฟิล์มหรือเครื่องตรวจวัด ซึ่งจะบันทึกแบบแผนของสเปกตรัมเพื่อนำมาศึกษา แบบแผนสเปกตรัมมี 2 แบบ คือ สเปกตรัมต่อเนื่อง (continuous spectrum) แถบสีของสเปกตรัมแถบสีจะค่อยกลืนกันไปจากสีหนึ่งไปสู่อีกสีหนึ่ง เช่นแถบสีของรุ้ง แบบที่สองคือแบบสเปกตรัมไม่ต่อเนื่อง (discontinuous spectrum หรือ line spectrum) ซึ่งจะมีลักษณะเป็นเส้นสว่างบนพื้นดำ ตัวอย่างเช่น เส้นสเปกตรัมที่ได้จากการผ่านแสงจากหลอดไฟฟ้าแรงสูงที่บรรจุแก๊สไฮโดรเจนไปบนปริซึม การปรากฏเส้นสเปกตรัมที่ไม่ต่อเนื่องนี้แสดงว่าแสงที่เปล่งออกมาจากแก๊สไฮโดรเจนมีความยาวคลื่นเพียงบางค่าเท่านั้น สเปกตรัมที่เกิดขึ้นในลักษณะแบบนี้เรียกว่าสเปกตรัมเปล่งแสง (Emission spectrum) บอห์รได้อธิบายการเกิดสเปกตรัมแบบนี้ว่า เกิดจากอิเล็กตรอนที่อยู่ที่ระดับพลังงานต่ำในอะตอมที่อยู่ระดับสภาวะพื้น (ground state) เมื่ออะตอมได้รับพลังงานความร้อนจากเปลวไฟหรือ electric arc ทำให้อิเล็กตรอนในอะตอมได้รับพลังงานเพิ่มเข้ามาและยกระดับไปอยู่ระดับพลังงานที่สูงกว่า คือระดับสถานะเร้า (excited state) และเมื่ออิเล็กตรอนกลับลงมาสู่สภาวะเดิมก็จะคายพลังงานส่วนนี้ออกมาในรูปพลังงานรังสี ปรากฏออกมาเป็นเส้นสเปกตรัม emission spectrum ที่มีบทบาทสำคัญในการค้นคว้าทางวิทยาศาสตร์คือ ใช้วิเคราะห์หาธาตุต่าง ๆ บนโลก โดยที่ธาตุแต่ละธาตุจะมีคุณลักษณะสเปกตรัมเฉพาะตัวซึ่งเปรียบเสมือนลายพิมพ์นิ้วมือของธาตุที่ต่าง ๆ กัน

ยังมีสเปกตรัมอีกแบบหนึ่งคือ Absorption spectrum เกิดขึ้นการผ่านลำแสงและพลังงานรังสี เช่น สีขาว หรือแสงจากหลอดไฟฟ้าไปยังสาร พบว่า สารจะดูดกลืนรังสีเป็นบางความยาวคลื่น (ขึ้นกับชนิดของสาร) และเมื่อผ่านสเปกโตรสโคป จะปรากฏเป็นเส้นดำบนพื้นขาว ของความยาวคลื่นที่ถูกดูดกลืน สารชนิดหนึ่ง ๆ จะดูดกลืนรังสีที่มีความยาวคลื่นค่าหนึ่งซึ่งเท่ากันกับความยาวคลื่นของรังสีที่สารนั้น ๆ จะเปล่งออกเมื่ออยู่ในสถานะเร้า

3.9 เส้นสเปกตรัมของไฮโดรเจน

เมื่อให้แสงจากหลอดเรืองแสงที่บรรจุแก๊สไฮโดรเจนผ่านเครื่องสเปกโตรสโคป จะได้ emission spectrum ของไฮโดรเจนในช่วงแสงที่มองเห็น (visible) ซึ่งมีเส้น 656.2 nm (แดง) 486.1 nm (น้ำเงิน) 434.0 mn (ม่วง) 410.1 nm (ม่วง) และ 397.0 nm (ม่วง) จะเห็นว่าเส้นที่มีความยาวคลื่นสั้น จะมีความเข้มลดลงและเส้นจะชิดกันจนเกือบจะต่อเนื่องกันในที่สุด และจากการทดลองศึกษา absorption spectrum ของไฮโดรเจนพบว่าแสงสีขาวที่ผ่านอะตอมไฮโดรเจนนั้นแสงความยาวคลื่นที่มีค่า 656.2, 486.1, 434.0, 410.1 และ 397 nm จะถูกอะตอมไฮโดรเจนดูดกลืนไว้ ดังรูป 3.16 ที่แสดง emission spectrum และ absorption spectrum ของไฮโดรเจน



รูปที่ 3.16 เส้นสเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอม

ในปี ค.ศ. 1885 เจ เจ บาล์มเมอร์ (1825-1896) ได้ศึกษาสเปกตรัมของไฮโดรเจนในช่วงคลื่นที่มองเห็น (visible) และได้หาสูตรสำหรับคำนวณความถี่ต่าง ๆ ในชุดสเปกตรัมที่เขาพบ (อนุกรมบาล์มเมอร์) ดังสมการบาล์มเมอร์ในเทอมของ wave number ($\bar{\nu}$) ดังนี้

$$\bar{\nu} = 109{,}678 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \text{cm}^{-1}$$

เมื่อ $n = 3, 4, 5, 6$

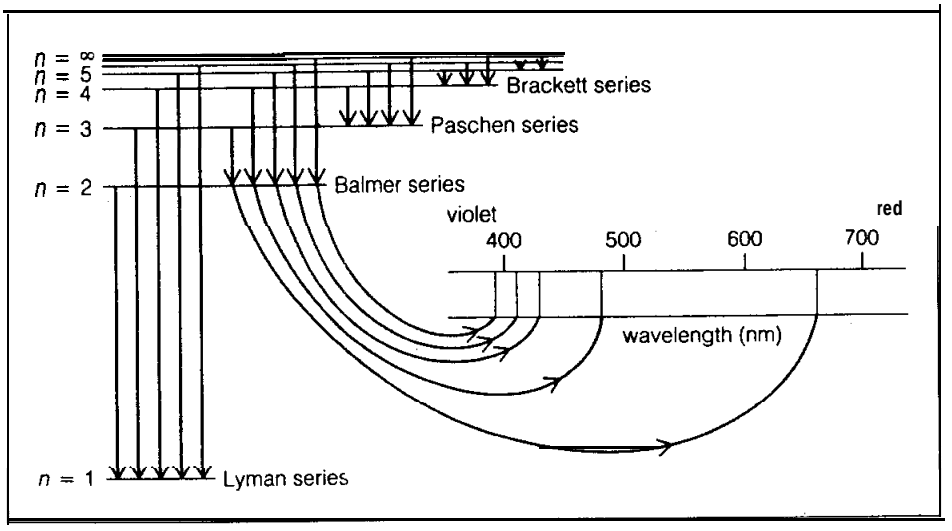
ต่อมา เจ อาร์ ริดเบอร์ก (J.R. Rydberg) ได้เสนอสมการที่ใช้ได้กับสเปกตรัมทุกชุดของไฮโดรเจนจากสมการ

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 109{,}678 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \text{cm}^{-1}$$

$$= R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \text{cm}^{-1}$$

ค่า 109,678 เรียกว่า ค่าคงทีของริดเบอร์ก

n_1 และ n_2 เป็นเลขจำนวนเต็ม และ $n_2 > n_1$



รูปที่ 3.17 ความสัมพันธ์ระหว่างการเคลื่อนย้ายของอิเล็กตรอนในไฮโดรเจนอะตอมกับเส้นสเปกตรัมในช่วงแสงที่ตาเห็น

เมื่อให้ค่า n_1 คงที่ = 1 และแปรค่า n_2 = 2, 3, 4... ค่าของสเปกตรัมต่าง ๆ ที่คำนวณได้จะตรงกับค่าที่ได้จากการทดลองในชุดของไลแมน (Lyman) ซึ่งอยู่ในช่วงรังสีอัลตราไวโอเลต

เมื่อ n_1 = 2 และให้ n_2 = 3, 4, 5 .... จะได้ผลตรงกับชุดของบาล์มเมอร์ซึ่งอยู่ในช่วงแสงปกติ

ทำนองเดียวกันเมื่อ n_1 = 3 และ n_2 = 4, 5, 6 จะเป็นชุดของปาสเชน (Paschen) ซึ่งอยู่ในช่วงของรังสีอินฟราเรด นอกจากนี้ยังมีสเปกตรัมอีก 2 ชุด ที่มีพลังงานต่ำลงมาอีก คือ อนุกรมแบรคเกต (Brackett) และ ฟุนด์ (Pfund)

3.10 ทฤษฎีอะตอมของบอห์ร สำหรับไฮโดรเจนอะตอม

ในปี ค.ศ. 1913 นีลส์ บอห์ร ได้พยายามคิดวิธีอธิบายแบบจำลองอะตอมในทัศนะของรัทเทอร์ฟอร์ด ที่ขัดแย้งกับทฤษฎีคลาสสิกของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า บอห์รได้พัฒนาแนวความคิดของพลังค์ และได้เสนอทฤษฎีอะตอมขึ้นโดยตั้งสมมติฐานซึ่งสรุปความได้ดังนี้คือ

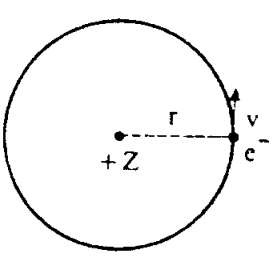
1. อะตอมใดอะตอมหนึ่งสามารถมีวงโคจรที่เสถียร (stable orbits) ได้จำนวนหนึ่ง ซึ่งอิเล็กตรอนสามารถอยู่ได้โดยไม่มีการให้พลังงานแสงออกมา วงโคจรของแต่ละอิเล็กตรอนมีลักษณะเป็นวงกลม

2. แต่ละอิเล็กตรอนในวงโคจร อาจย้ายที่อยู่จากวงโคจรที่มีพลังงานสูงกว่ามายังวงโคจรที่มีพลังงานต่ำกว่าได้ (หรือจากต่ำไปสู่สูงก็ได้) ในการเคลื่อนย้ายดังกล่าวจะให้พลังงานแสง (หรือดูดกลืนพลังงานแสง) ออกมา ซึ่งมีจำนวนเท่ากับความแตกต่างระหว่างระดับพลังงานของทั้งสองวงโคจรนั้น ถ้าพลังงานดังกล่าวมีความถี่เป็น ν จะได้ความสัมพันธ์ดังนี้

$$E2 \cdot E_1 = h\nu$$

เมื่อ E_2, E_1 เป็นพลังงานของเริ่มแรกและสุดท้ายตามลำดับ, h เป็นค่าคงที่ของพลังซ์

3. อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่รอบวงโคจรแบบวงกลมจะมีค่าโมเมนตัมเชิงมุม (angular momentum) เป็นตัวเลขลงตัวคูณด้วย $\frac{h}{2\pi}$ หรือ $\hbar$



ถ้าอิเล็กตรอนมีมวล m มีความเร็ว v เคลื่อนที่เป็นวงกลมรัศมี r เราเขียนได้ว่า

$$mvr = n\hbar$$

เมื่อ n เป็นเลขจำนวนเต็ม (คือ 1, 2, 3, . . .) และบ่งถึงสมบัติและพลังงานของอิเล็กตรอนในวงโคจรหนึ่งๆ นิยมเรียกว่า เลขควอนตัม (quantum number)

จากทฤษฎีอะตอมของบอห์ร สามารถนำไปใช้กับอะตอมของไฮโดรเจนได้ ไฮโดรเจนอะตอมมีจำนวนอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียว และสามารถมีโคจรได้หลายๆ วงหรือมีระดับพลังงานได้หลาย ๆ ระดับ ถ้าหากมีการเคลื่อนย้ายระดับพลังงาน ก็จะมีการปลดปล่อย (หรือดูดกลืน) พลังงานออกมา

ในการที่อิเล็กตรอนหมุนรอบนิวเคลียส ซึ่งมีโปรตอนมีประจุ +Ze และอิเล็กตรอนมีประจุ -e ตามกฎคูลอมบ์ แรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสและอิเล็กตรอน

$$F = \frac{Ze^2}{r^2} \qquad (3.4)$$

ซึ่งแรงดึงดูดนี้จะเท่ากับแรงหนีศูนย์กลาง (centrifugal force) ของอิเล็กตรอนซึ่งมีค่าเท่ากับ mv^2/r

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{Ze^2}{r^2} \qquad (3.5)$$

หรือ

$$v^2 = \frac{Ze^2}{mr} \qquad (3.6)$$

ในเทอมของพลังงานจลน์ (K.E.)

$$K.E. = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}\frac{Ze^2}{r} \qquad (3.7)$$

จาก

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \qquad (n = 1,2,3...)$$

$$v = \frac{nh}{2\pi mr} \qquad (3.8)$$

$$v^2 = \frac{n^2h^2}{4\pi^2m^2r^2} \qquad (3.9)$$

แทนค่า v^2 ใน *(3.5)*

$$\frac{m}{r} \times \frac{n^2h^2}{4\pi^2m^2r^2} = \frac{Ze^2}{r^2}$$

$$\therefore \quad r = \frac{n^2h^2}{4\pi^2mZe^2} \qquad (3.10)$$

เมื่อ e = 1.60×10^{-19} C = **4.8x10-10** esu.

m = 9.1×10^{-31} kg = 9.1x10-28 g.

รัศมีของวงโคจรของไฮโดรเจน (Z = I) ที่เล็กที่สุดคือเมื่อ n = 1 ซึ่งหาค่า r ได้คือ

$$r = \frac{(1)^2 h^2}{4\pi^2 me^2} = \frac{(6.63\times10^{-27}\, erg-\sec)^2}{4(3.14)^2(9.1\times10^{-28}\, g)(4.8\times10^{-10}\, esu)^2}$$

$= 0.529\times10^{-8}$ cm

= 0.529 Å

ในหน่วย SI $= n^2h^2\, 4\pi\varepsilon_0/4\pi^2me^2$

$$= \frac{(6.63\times10^{-34}\, Js)^2\, 4\pi(8.8542\times10^{-12}\, C^2N^{-1}m^{-2})}{4\pi^2(9.1\times10^{-31}\, kg)(1.6\times10^{-19}\, C)^2}$$

= **0.520x10-10** m. = 0.0529 nm = 0.529 A

= 52.9 pm เมื่อ 1 picometer(pm) = 10^{-12} m.

สำหรับรัศมีของอิเล็กตรอนในวงโคจรที่มีเลขควอนตัม n คือ

$r = n^2a_o$

เมื่อ a_o เป็นค่าคงที่ เรียกว่ารัศมีของบอห์ร (Bohr radius)

$$a_o = \frac{h^2}{4\pi^2me^2} = 0.529^{\circ}\text{A หรือ } 0.529\text{x}10^{-10} \text{ เมตร}$$

พลังงานของอะตอมเป็นผลรวมของพลังงานจลน์ของอิเล็กตรอนกับพลังงานศักย์ (P.E.) ซึ่งเกิดจากแรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนและโปรตอน ซึ่งมีค่า $\frac{-Ze^2}{r}$

$$\therefore \text{ พลังงานรวม } (E_{total}) = \text{K.E.} + \text{P.E.} = \frac{1}{2}mv^2 + (-\frac{Ze^2}{r}) \qquad (3.11)$$

จากสมการ (3.7) เราได้ $\text{K.E.} = \frac{Ze^2}{2r}$ (3.12)

$$\therefore E_{total} = \frac{Ze^2}{2r} - \frac{Ze^2}{r} = -\frac{Ze^2}{2r} \qquad (3.13)$$

แทนค่า r จาก (3.10) ใน (3.13)

$$E_{total} = -\left(\frac{2\pi^2 mZ^2 e^4}{h^2}\right)\cdot\left(\frac{1}{n^2}\right) \qquad (3.14)$$

สูตรคำนวณในหน่วย SI.

$$E_{total} = -\left(\frac{2\pi^2 mZ^2 e^4}{h^2(4\pi\varepsilon_0)^2}\right)\cdot\left(\frac{1}{n^2}\right) \qquad (3.15)$$

เมื่อ $\varepsilon_0 = 8.8542\times10^{-12}\ C^2N^{-1}m^{-2}$

ตัวอย่าง 3.2 จงคำนวณพลังงานของอิเล็กตรอนในระดับต่ำที่สุดของอะตอมของไฮโดรเจน

ระดับพลังงานที่ต่ำสุด n = Z = 1

ในสมการ (3.14) $E_1 = \frac{-2\pi^2 me^4}{h^2}$

ในหน่วย C.G.S. e = 4.80x10-10 esu, m = 9.10×10^{-28} g, h = 6.63x10-27 esg.sec

$$El = \frac{-2(9.10\times10^{-28}\,g)(3.14)^2(4.80\times10^{-10}\,esu)^4}{(6.63\times10^{-27}\,erg.sec)^2}$$

$$= -2.18\times10^{-11} g\ (esu)^4\ erg^{-2}\ sec^{-2}$$

$$El = -2.18\times10^{-11}\ erg = -2.8\times10^{-18}\ J.$$

หน่วยอีกอันหนึ่งที่นิยมใช้เกี่ยวกับพลังงานของอิเล็กตรอนในระดับต่างๆ คืออิเล็กตรอนโวลต์ (eV) ซึ่งมีค่าเทียบดังนี้

$$1eV = 1.60\times10^{-19}\ J$$

และ $1\ J = 6.25\times10^{18}\ eV$

$$\therefore \quad E_1 = -2.18\times10^{-18} \times 6.25\times10^{18}\ eV$$

$$= -13.63\ eV$$

การคำนวณในหน่วย SI

$$E_1 = \frac{-(2\pi^2 me^4)}{h^2(4\pi\varepsilon_0)^2}$$

$$= \frac{-2(3.14)^2(9.1\,\mathrm{lx}\,10^{-31}\,kg)(1.60\times10^{-19}\,C)^4}{(6.63\times10^{-34}\,J.s)^2\left(4\times(4.134)(8.8542\times10^{-12}\,C^2N^{-1}m^{-2})\right)^2}$$

$= -2.18\times10^{-18}\ kgm^2s^{-2}$

$= -2.18\times10\text{-}18\ J$ [∵ J = Nm = kgm^2s^{-2}]

$= -13.63\ eV$

เครื่องหมายลบจะบ่งบอกว่า พลังงานของอะตอมไฮโดรเจนมีน้อยกว่าของโปรตอนและอิเล็กตรอนเมื่อถูกแยกให้ห่างจากกันเป็น infinity นั่นคือ อะตอมของไฮโดรเจนจะไม่แตกแยกตัวออกจากกันด้วยตัวของมันเอง จากสมการ (3.14) เราสามารถจะคำนวณหาพลังงานของอิเล็กตรอนในแต่ละวงโคจรได้

ผลต่างของระดับพลังงานของวงโคจร 2 วง ซึ่งมีเลขควอนตัม n_1 และ n_2 หาได้จากสมการ (3.14) ในกรณีของไฮโดรเจน (Z = 1) จะได้

$$E_2\text{-}E_1 = \frac{2\pi^2me^2}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right)$$

หรือในหน่วย SI $$E_2\text{-}E_1 = \frac{2\pi^2me^4}{h^2(4\pi\varepsilon_0)^2}\left(\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right)$$

จากความสัมพันธ์ของพลังซ์ $E_2\text{-}E_1 = h\nu = h\frac{c}{\lambda}$

จะได้ $$\nu = \frac{2\pi^2me^4}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right)$$

ซึ่งคำนวณได้ $$\nu = 3.29\times10^{15}\left(\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right)\ \mathrm{Hz}\quad (\mathrm{Hz=cycles.sec^{-1}})$$

และจาก $$h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

จะได้ $$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = \frac{2\pi^2me^4}{h^3c}\left(\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right) \qquad (3.16)$$

ในหน่วย SI $$\bar{\nu} = \frac{2\pi^2me^4}{h^3c(4\pi\varepsilon_0)^2}\left(\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right)$$

สมการ (3.16) เป็นอย่างเดียวกับของ บาล์มเมอร์

$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

ซึ่ง $R = \frac{2\pi^2 me^4}{h^3 c}$ เมื่อแทนค่าจะได้ = 109,737 cm^{-1} ซึ่งแตกต่างกับค่าที่ได้จากการทดลอง คือ 109,678 cm^{-1} และในการคำนวณมักจะใช้ค่าที่ได้จากการทดลองนี้

จากทฤษฎีของบอห์ร ค่า n_1 ในสมการอาจมีค่าเป็น 1,2,3.. ซึ่งมีอนุกรมอื่น ๆ เกิดขึ้นนอกเหนือจากอนุกรมบาล์มเมอร์ ดังมีรายละเอียดตามตารางที่ 3.3 ดังนี้

ตารางที่ 3.3 อนุกรมสเปกตรัมต่าง ๆ ของไฮโดรเจนอะตอม

Series	n_1	n_2	Wavelength of first Series Line (A°)	Region of Spectrum
Lyman	1	2, 3, 4,	1,216 or 121.6 nm	Ultraviolet
Balmer	2	3, 4, 5,	6,563 or 656.3 nm	Visible
Paschen	3	4, 5; 6,	18,751 or 1875.1 nm	Infrared
Brackett	4	5, 6, 7,	40,500 or 4050.0 nm	Infrared
Pfund	5	6, 7, 8,	79,980 or 7998.0 nm	Infrared

ตัวอย่างที่ 3.3 จงคำนวณหาพลังงานของวงโคจรของอิเล็กตรอนในไฮโดรเจนอะตอม เมื่อ n1 = 1 (สถานะพื้น) และ n = 2 (สถานะเร้าที่หนึ่ง) และหารัศมีของวงโคจรทั้งสองด้วย

วิธีทำ จากสูตร $E_n = \frac{-(2\pi^2 Z^4 me^4)}{h^2}\left(\frac{1}{n^2}\right)$

$$E_1 = \frac{-1312}{1^2} = -1312 \text{ kJmol}^{-1} \text{ (หรือ } -13.60 \text{ eV)}$$

$$E_2 = \frac{-1312}{2^2} = -328 \text{ kJmol}^{-1}$$

ส่วน $r_1 = 1^2 \times 0.529 \times 10^{-10} = 0.529 \times 10^{-10}$ m

$$r_2 = 2^2 \times 0.529 \times 10^{-10} = 2.116 \times 10^{-10} \text{ m}$$

ตัวอย่าง 3.4 จงคำนวณหาพลังงานไอออไนเซชัน (I.E.) ของไฮโดรเจนอะตอม

วิธีทำ จากคำนิยามพลังงานไอออไนเซชันคือพลังงานที่ให้กับอะตอมที่สถานะพื้นเพื่อใช้ดึงอิเล็กตรอนออกจากอะตอม หรือกล่าวได้ว่าเป็นการเปลี่ยนวงโคจรของอิเล็กตรอนที่ $n_1 = 1$ ไปสู่ $n_2 = \infty$

ดังนั้น $I.E. = E_{n_\infty} - E_{n1} = -(-1312)\left(\frac{1}{1} - \frac{1}{\infty}\right)$

หรือ 13.06 eV ต่ออะตอม

หรือ 2.179×10^{-18} จูลต่ออะตอม

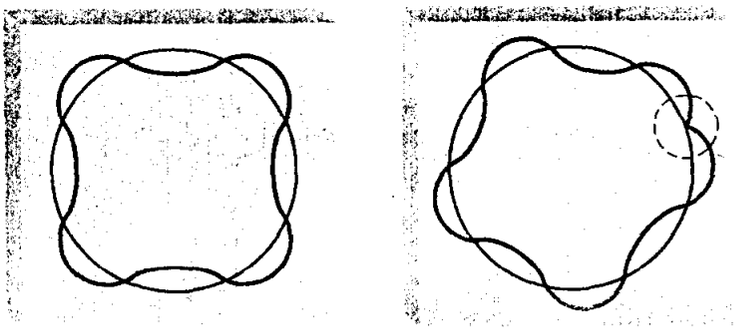
3.11 อะตอมในแบบกลศาสตร์คลื่น

ถึงแม้ว่าทฤษฎีบอห์รจะประสบความสำเร็จสามารถใช้อธิบายเส้นสเปกตรัมต่าง ๆ ของไฮโดรเจนได้เป็นอย่างดี รวมทั้งไอออนที่มีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียว เช่น He^+ และ Li^{2+} แต่ก็ไม่สามารถนำมาใช้อธิบายอะตอมทั่ว ๆ ไปได้ แม้กระทั่งอะตอมของโลหะอัลคาไลซึ่งมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเพียงตัวเดียวก็ตาม นอกจากนี้ทฤษฎีของบอห์รยังผิดไปจากความจริงเพราะอธิบายโครงสร้างอะตอมในระดับสองมิติเท่านั้น แต่อย่างไรก็ตามบรรดานักวิทยาศาสตร์ก็ต่างรู้สึกทึ่งในทฤษฎีนี้เป็นอย่างยิ่ง ทั้งที่ยังมีปัญหาที่คาใจอยู่มาก เช่น ทำไมพลังงานของอิเล็กตรอนของไฮโดรเจนอะตอมจึงเป็นค่าพลังงานเป็นช่วง (quantized energy) และทำไมอิเล็กตรอนในอะตอมของบอห์รจึงถูกจำกัดวงโคจรล้อมรอบนิวเคลียส ณ ที่ระยะทางที่แน่นอน ดังนั้นเพื่อคลี่คลายจุดอ่อนของทฤษฎีของบอห์รและปัญหาดังกล่าวความต้องการทฤษฎีใหม่ที่ดีกว่าจึงได้เกิดขึ้น นั่นคือ ทฤษฎีกลศาสตร์คลื่น (Wave Mechanics) หรือกลศาสตร์ควอนตัม (Quantum Mechanics)

3.11.1 สมมติฐานของเดอบรอยล์

ในปี ค.ศ. 1924 ขณะที่หลุยส์ เดอ บรอยล์ (Louis de Broglie) ยังเป็นนักศึกษาปริญญาเอกอยู่ที่ประเทศฝรั่งเศส เขาได้เสนอสมมติฐานว่า สารทุกชนิดมีสมบัติความเป็นคลื่นอยู่ในตัวเอง ดังนั้นอนุภาคเช่น อิเล็กตรอนก็น่ามีสมบัติของความเป็นคลื่นอยู่ในตัวเองด้วย อิเล็กตรอนที่โคจรรอบนิวเคลียสนั้นมีลักษณะคล้ายกับคลื่นนิ่ง (standing wave) ที่เกิดขึ้นเหมือนกับเส้นสายกีต้าเมื่อถูกดีด ซึ่งจะเกิดจุด node เกิดขึ้นบนสายกีต้า เมื่อความถี่ของการสั่นสูงความยาวคลื่นของคลื่นนิ่งจะมีค่าต่ำและมีจำนวน node มาก คลื่นต่าง ๆ สามารถมีความยาวคลื่นเพียงค่าเดียวในคลื่นที่เคลื่อนที่ใด ๆ บนเส้นกีต้า

เดอร์บรอยล์ได้อธิบายอีกว่า ถ้าอิเล็กตรอนมีพฤติกรรมเหมือนคลื่นนิ่งในอะตอมของไฮโดรเจน ความยาวคลื่นจะต้องลงตัวพอดีกับความยาวของเส้นวงโคจร (ดังรูปที่ 3.18) ถ้าหากไม่ลงตัวก็จะเกิดการหักล้างกัน และคลื่นจะสูญสลายไป อิเล็กตรอนจะถูกกำจัดและหายไป



รูปที่ 3.18 การเสริมกันหรือหักล้างของคลื่นอิเล็กตรอนในวงโคจร

ดังนั้น ความสัมพันธ์ของความยาวของเส้นรอบวงโคจรและความยาวคลื่นของอิเล็กตรอนจะได้ดังนี้

$$2\pi r = n\lambda$$

r = รัศมีของวงโคจร , λ = ความยาวคลื่นของอิเล็กตรอน, n = 1,2,3... เมื่อ n เป็นเลขลงตัวจะทำให้ r สามารถมีค่าที่แน่นอน เมื่อ n เพิ่มจาก 1 เป็น 2 เป็น 3... และเนื่องจากพลังงานอิเล็กตรอนขึ้นอยู่กับขนาดของโคจร (หรือค่า r) ทำให้ค่าพลังงานของอิเล็กตรอนจะต้องมีค่าเป็นช่วง (quantized energy) จึงเป็นการอธิบายปัญหาดังกล่าวข้างต้น

จากสมมติฐานของบอห์ร

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

หรือ $$2\pi r = \frac{nh}{mv} = n\lambda$$

$\therefore$ จะได้ $$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p}$$

ความยาวคลื่นนี้เรียกว่า ความยาวคลื่นของเดอบรอยล์ สมการนี้บอกให้ทราบว่าอนุภาคที่มีโมเมนตัม (mv) เป็นสัดส่วนผกผันกับความยาวคลื่น ดังนั้นสารทุกอย่างที่มีการเคลื่อนที่ที่มีลักษณะเป็นคลื่นจะมีความยาวคลื่นและความถี่ซึ่งเป็นผลจากการเคลื่อนที่ สารที่มวลมากเคลื่อนที่ช้าจะมีความยาวคลื่นสั้นมากและไม่อาจวัดได้ ในขณะที่อนุภาคขนาดเล็ก ๆ

และเคลื่อนที่ด้วยความเร็วสูง จะมีความยาวคลื่นที่ยาว พอจะวัดได้ ดังตัวอย่างเปรียบเทียบหาความยาวคลื่นของลูกกระสุนปืนและอนุภาคอิเล็กตรอน ที่เคลื่อนที่ด้วยความเร็วต่างกัน

ตัวอย่าง 3.5 จงเปรียบเทียบความยาวคลื่นเดอบรอยล์ของลูกกระสุนปืนที่มีน้ำหนัก 25.0 กรัม เคลื่อนที่ด้วยความเร็ว 9.00×10^{2} m/s กับความยาวคลื่นของอนุภาคอิเล็กตรอน (มวลหนัก 9.10×10^{-31} กิโลกรัม) เคลื่อนที่ด้วยความเร็ว 3.0×10^{6} m/s

วิธีทำ จากสูตร $\lambda = \frac{h}{mv}$

สำหรับลูกปืน
$$\lambda = \frac{6.63 \times 10^{-34} J.s.}{(25 \times 10^{-3} kg)(9.00 \times 10^{2} ms^{-1})}$$

$= 2.94 \times 10^{-35}$m (สั้นมากจนวัดไม่ได้)

สำหรับอิเล็กตรอน
$$\lambda = \frac{6.63 \times 10^{-34} J.s.}{(9.1 \times 10^{-31} kg)(3.0 \times 10^{6} ms^{-1})}$$

$= 2.4 \times 10^{-10}$ m

ภายหลังจากเดอบรอยล์เสนอสมการนี้ได้ไม่นาน นักฟิสิกส์ ซี เดวิสสัน (Clinton Davission) และ แอล เกอร์เมอร์ (Lester Germer) และจีพี ทอมสัน (บุตรชาย เจ เจ ทอมสัน) ได้แสดงให้เห็นว่าอิเล็กตรอนมีสมบัติความเป็นคลื่นอยู่ในตัวจริง ๆ โดยการผ่านกระแสอิเล็กตรอนไปยังแผ่นทองคำบาง ๆ พบว่า มีสมบัติการเลี้ยวเบน (diffraction) คล้ายคลึงกับรังสีเอกซ์ ซึ่งมีสมบัติเป็นคลื่น นอกจากนี้อนุภาคตัวอื่นที่แสดงสมบัติของคลื่นได้ เช่น นิวตรอน การเลี้ยวเบนของทั้งอิเล็กตรอนและของนิวตรอน ต่อมาได้นำมาใช้ประโยชน์ในการศึกษาโครงสร้างของสารทั่วไปทั้งของแข็งที่เป็นผลึก ผง และของเหลว นอกจากนี้ยังใช้ประโยชน์ทำกล้องจุลทัศน์อิเล็กตรอน เพื่อส่องดูวัตถุที่มีขนาดเล็ก ๆ ระดับอะตอมและโมเลกุล

3.11.2 หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก (Heisenberg Uncertainty Principle)

ในปี ค.ศ. 1927 ไฮเซนเบิร์ก เสนอหลักการว่าเราไม่สามารถรู้ตำแหน่งที่อยู่และโมเมนตัมของอิเล็กตรอนได้อย่างเที่ยงตรงพร้อม ๆ กันได้ เช่น ถ้าวัดหาตำแหน่งได้อย่างแน่นอน ค่าของโมเมนตัมที่แท้จริงที่วัดออกมาพร้อม ๆ กันนั้นจะไม่แน่นอน หรือกลับกัน ถ้ารู้ค่าแน่นอนของโมเมนตัม ก็จะไม่รู้ค่าที่แน่นอนของตำแหน่ง ไฮเซนเบิร์กได้คิดสูตรคณิตศาสตร์ขึ้นเพื่อแสดงว่าไม่มีวิธีทางการทดลองใด ๆ ที่จะสามารถวัดทั้งตำแหน่งและการเคลื่อนที่ของวัตถุด้วยความแน่นอนได้ในขณะเดียวกัน

$$(\Delta p_x)(\Delta x) \geq \frac{h}{4\pi}$$

Δx = ความไม่แน่นอนของตำแหน่งตามแนวแกน x

Δp_x = ความไม่แน่นอนของโมเมนตัมเชิงเส้นตรงในทิศทาง x

ในการวัดหาตำแหน่งที่อยู่ของสารเล็กมาก ๆ ที่มองด้วยตาเปล่าไม่เห็น เช่น อิเล็กตรอน เราจำเป็นจะต้องใช้ลำแสงที่มีความยาวคลื่นสั้นมากขนาดเดียวกับขนาดของอิเล็กตรอนในการสะท้อนหาตำแหน่ง ในขณะเดียวกันอาจพิจารณาได้ว่าแสงเป็นอนุภาคคือ โฟตอนเคลื่อนที่ไป เมื่อพบอิเล็กตรอนก็เกิดการชนและมีการเปลี่ยนโมเมนตัมกัน ถ้าโฟตอนมีโมเมนตัมสูง ก็อาจถ่ายเทให้อิเล็กตรอนได้มาก ดังนั้นถ้าใช้แสงที่มีความยาวคลื่นสั้นเท่าใด โอกาสที่จะวัดตำแหน่งของอิเล็กตรอนอย่างเที่ยงตรงก็มีมากขึ้นเท่านั้น แต่ค่าโมเมนตัมที่วัดได้จะผิดไปจากค่าที่แท้จริง ในทางกลับกัน ถ้าใช้แสงที่มีความยาวคลื่นที่ยาวหรือแสงที่โฟตอนมีโมเมนตัมต่ำ การวัดค่าโมเมนตัมจะมีความแน่นอนสูง แต่ขณะเดียวกัน ตำแหน่งที่อยู่ของอิเล็กตรอนก็จะผิดพลาดไป

ตัวอย่าง 3.6 อิเล็กตรอนกำลังเคลื่อนที่ด้วยความเร็ว 10^6 ms^{-1} สมมติว่าความไม่แน่นอนในการวัดตำแหน่งเป็น 0.01˚A จงหาความไม่แน่นอนของโมเมนตัม และเปรียบเทียบกับโมเมนตัมของอิเล็กตรอนว่าเป็นอย่างไร

วิธีทำ **Ax** = 0.01˚A = 0.01×10^{-10}m.

p = mv = 9.1x10-31 kg x 106m.s1

= 9.1×10^{-25} $kg.ms^{-1}$

oln **Ap** = $\frac{h/4\pi}{\Delta x} = \frac{6.63 \times 10^{-34} J.s.}{0.01 \times 10^{-10} m \ 4 \times 4.314}$

= 5.28×10^{-23} $Jm^{-1}s$

= 5.28×10^{-23} $kgms^{-1}$

เมื่อเปรียบเทียบกับค่าโมเมนตัมของอิเล็กตรอน (9.1×10^{-25}kg ms^{-1}) จะเห็นว่าความไม่แน่นอน (Δp_x) มีค่าประมาณ 58 เท่าของค่าโมเมนตัมที่ควรจะเป็น

3.12 สมการโชรดิงเจอร์

จากผลงานของเดอบรอยล์ และไฮเซนเบิร์ก ได้เป็นประโยชน์ก่อให้เกิดแนวความคิดและทฤษฎีเพื่อใช้อธิบายปรากฏการณ์ของอิเล็กตรอนในอะตอมให้ใกล้เคียงความจริงที่สุด ในปี ค.ศ 1927 โชรดิงเจอร์ (Schrodinger) ได้อาศัยพื้นฐานที่ว่าอิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นคลื่น มีพลังงานศักย์ มีประจุและมวล จึงได้ตั้งสมการคลื่นขึ้น เรียกว่า สมการโชรดิงเจอร์ ดังนี้

$$\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial y^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial z^2}+\frac{8\pi^2 m}{h^2}+V\psi=E\psi$$

ψ = ฟังก์ชันคลื่น (wave function)

E = พลังงานรวม (total energy)

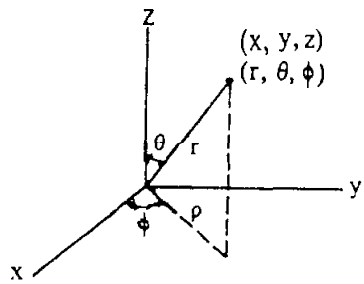
V = พลังงานศักย์ (potential energy)

m = มวลของอิเล็กตรอน

ค่า ψ เป็นฟังก์ชันทางคณิตศาสตร์ที่เกี่ยวข้องกับความเป็นคลื่นของอิเล็กตรอน โดยปกติแล้วตัว ψ ไม่มีความหมายทางฟิสิกส์ แต่ถ้าเป็น $|\psi|^2$ จะหมายถึงโอกาสที่อิเล็กตรอนจะมีสมบัติอย่างหนึ่งหรือโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอน ณ ที่จุด ๆ หนึ่ง หรือความหนาแน่นของอิเล็กตรอนที่จุด ๆ นั้น สำหรับ $|\psi|^2$ dxdydz หมายถึงโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนในปริมาตรเล็ก dxdydz นั่นเอง

การแก้ปัญหาโดยใช้สมการโชรดิงเจอร์ต้องใช้คณิตศาสตร์ที่ยุ่งยากเพื่อแก้สมการหาค่าฟังก์ชั่นคลื่น (ψ) และพลังงานของอิเล็กตรอน (E) ซึ่งนิยมใช้แกนแบบ spherical polar coordinates โดยมีตัวแปร r, θ และ ϕ แทน cartesian coordinates (x,y,z)

ในการแก้สมการนี้มักนิยมแยกฟังก์ชันคลื่นออกเป็นสองส่วน คือ



$\psi(r, \theta\ \phi) = R(r)\ Y(\theta, \phi)$

R(r) เรียกว่าส่วนเชิงรัศมี (radial part)

$Y(\theta, \phi)$ เรียกส่วนเชิงมุม (angular part)

ฟังก์ชันคลื่นที่ได้จากการแก้สมการโชรดิงเจอร์ นอกจากจะขึ้นกับตัวแปร r, θ, ϕ แล้วยังขึ้นกับตัวเลขจำนวนเต็ม n, l, m_l มีดังนี้

ส่วนเชิงรัศมี $R(r) = R_{n,l}(r)$

ส่วนเชิงมุม $Y(\theta, \phi) = Y_{l,m_l}(\theta, \phi)$

ตัวเลขจำนวนเต็มเหล่านี้มีค่าสัมพันธ์กัน และระบุถึงการโคจรตลอดจนพลังงานของอิเล็กตรอนว่ามีได้ในลักษณะจำเพาะหรือค่าจำเพาะบางค่าเท่านั้น ที่เรียกว่า ควอนไทเซชัน (quantization) เลขจำนวนเต็มแต่ละตัวเรียกเลขควอนตัม (quantum number) แต่ละคลื่นฟังก์ชันที่ระบุเลขควอนตัม (n,l,m_l) เรียกว่าอะตอมิก ออร์บิตอล (atomic orbital) ซึ่งเกี่ยวข้องกับการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนเป็นวงโคจรในอะตอมในภาพของ 3 มิติ ซึ่งต่างอะตอมในทัศนะบอห์รที่เป็น 2 มิติ และอิเล็กตรอนมีวงโคจร (orbit) ที่มีรัศมีที่แน่นอน

3.13 เลขควอนตัม

เลขควอนตัมที่ปรากฏจากการแก้สมการโชรดิงเจอร์มี 3 ชนิดที่ใช้บ่งบอกการกระจายของอิเล็กตรอนในไฮโดรเจนอะตอมและอะตอมของธาตุอื่น ๆ เลขควอนตัมทั้งสามมีชื่อดังนี้ เลขควอนตัมหลัก (Principal quantum number) เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number) และเลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number) เลขควอนตัมเหล่านี้นำมาใช้บรรยายลักษณะของอะตอมิกออร์บิตอล และเป็นฉลากติดกับตัวอิเล็กตรอนที่อยู่ในอะตอม เลขควอนตัมตัวที่สี่ คือ เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number) ซึ่งจะบ่งบอกพฤติกรรมเฉพาะตัวของอิเล็กตรอน เลขควอนตัมทั้งสี่นี้จะเป็นตัวกำหนดคุณลักษณะของอิเล็กตรอนในอะตอม

1) เลขควอนตัมหลัก (Principal quantum number) หรือ "n"

n เป็นตัวเลขมีค่าได้ตั้งแต่ 1, 2, 3 ... ถึง ∞ เลขควอนตัมนี้บอกถึงระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอนในออร์บิตอล และยังสัมพันธ์กับค่าระยะทางเฉลี่ยของอิเล็กตรอนจากนิวเคลียสในแต่ละออร์บิตอล ค่า n มีค่าสูงค่าระยะทางเฉลี่ยระหว่างอิเล็กตรอนในออร์บิตอลกับนิวเคลียสก็มีค่าสูง ทำให้ออร์บิตอลมีขนาดใหญ่ และอิเล็กตรอนมีพลังงานสูงขึ้นด้วย ในสมัยก่อนระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอนเคยให้เป็นตัวอักษร K L M N O ... เป็นสัญลักษณ์เพื่อให้สอดคล้องกับค่าของ n เช่น n = 1 คือ K-shell n = 2 คือ L-shell และต่อ ๆ ไปเป็นต้น

แต่ละระดับพลังงานหลัก ยังแบ่งออกเป็นระดับพลังงานย่อย ซึ่งใช้เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

2. เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number) หรือ "l"

เลขควอนตัมนี้จะบ่งบอกรูปร่างของออร์บิตอลหรือกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน (electron cloud) ค่าของ l ขึ้นกับค่าของ n ในแต่ละค่า n ที่กำหนด l อาจมีค่าได้ตั้งแต่ 0 ถึง (n-1) เช่นเมื่อ n = 1, l มีค่าได้ค่าเดียวคือ 0 เมื่อ n = 2, l มีได้ 2 ค่า คือ 0 และ 1 เมื่อ n = 3, l มีได้ 3 ค่าคือ 0,1 และ 2 จะเห็นว่าจำนวนระดับพลังงานย่อยในแต่ละระดับพลังงานหลัก จะมีจำนวน เท่ากับตัวเลขที่เป็นค่าของ n แต่ละค่าของ l มักจะกำหนดด้วยสัญลักษณ์อักษร s, p, d, f... ดังนี้ (อักษรเหล่านี้ได้มาจากผลการศึกษาลักษณะเส้นสเปกตัมที่เปล่งออกมาจากอะตอม เช่น s(sharp), p(principal), d(diffusion), f (fundamental) เป็นต้น

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

ดังนั้น ถ้า l = 0 เรียกว่า s-orbital l = 1 เรียกว่า p-orbital และต่อ ๆ ไป

ในออร์บิตอลต่าง ๆ ที่มีค่า n เดียวกัน มักเรียกว่า shell สามารถมีค่า l (ซึ่งเรียก subshell) ค่าต่าง ๆ เช่น shell ที่มีค่า n = 2 ประกอบด้วย 2 subshell คือ l = 0 และ 1 ซึ่งเรียก 2s และ 2p subshell ใน shell เดียวกันระดับพลังงาน subshell เรียงลำดับจากน้อยไปมากดังนี้ s < p < d < f < g

3. เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number) หรือ "ml"

เลขควอนตัมนี้บอกถึงการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนหรือลักษณะของ orientation ของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนหรือออร์บิตอลใน space ซึ่งจำนวน orientation ของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนมีความสัมพันธ์โดยตรงกับรูปลักษณะของออร์บิตอลซึ่งบังคับโดยค่า l หรืออาจจะกล่าวอีกนัยหนึ่งว่า ในแต่ละ subshell (l) ค่า m_l ขึ้นกับค่า l โดยอีก m_l มีค่าเท่ากับ (2l+1) ค่า แต่ละค่าของ m_l มีค่าอยู่ระหว่างค่า -l ถึง +l ดังนี้

-l,(-l+1).....0 .....(+l-1),+l

เมื่อ l = 0 ml มีค่าเดียวคือ 0

l = 1 ค่า ml มีค่าได้ ((2x1)+1) = 3 ค่า คือ -1,0,+1

l = 2 ค่า m_l มีค่าได้ ((2x2)+1) = 5 ค่า คือ -2,-1,0,+1,+2

จำนวนค่าของ ml จะบอกจำนวนของออร์บิตอลใน subshell ของแต่ละค่า l เช่น ในกรณี l = 0 มี m_l ได้เพียงค่าเดียวเรียกว่า s subshell มีเพียง 1 ออร์บิตอล

$l = 1$ มี m_l ได้ 3 ค่า หรือ p subshell นี้มี 3 ออร์บิตอล ซึ่งออร์บิตอลทั้งสามนี้ จะมีระดับพลังงานเท่ากัน (ถ้าไม่ได้อยู่สนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้า)

$l = 2$ มี m_l ได้ 5 ค่า หรือ d subshell มี 5 ออร์บิตอล และเมื่อ $l = 3$ m_l มีค่าได้ 7 ค่า หรือ f subshell ซึ่งมีได้ 7 ออร์บิตอล

4. เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number) หรือ "m_s"

เลขควอนตัมนี้ไม่เกี่ยวข้องกับการแก้สมการโชรดิงเจอร์ แต่ได้มาจากการศึกษาเส้นสเปกตรัมที่เปล่งออกมาจากไฮโดรเจนและโซเดียมอะตอมในสนามแม่เหล็กพบว่าสามารถแยกเป็นสเปกตรัมย่อย 2 เส้น ผลอันนี้เกิดจากอิเล็กตรอนหมุนรอบแกนตัวเองทำให้เกิดสมบัติแม่เหล็กขึ้น การหมุนของอิเล็กตรอนมีได้ 2 แบบคือแบบตามเข็ม และทวนเข็มนาฬิกา แต่ละค่าของ m_l มีค่า m_s ได้เพียง 2 ค่าคือ $+\frac{1}{2}$ และ $-\frac{1}{2}$ ซึ่งบอกถึงลักษณะของการหมุนของอิเล็กตรอนรอบแกนของตัวเอง ซึ่งมี 2 สถานะคือสปินขึ้น ($+\frac{1}{2}$) และสปินลง ($-\frac{1}{2}$)

เพื่อให้เข้าใจเกี่ยวกับเลขควอนตัมได้ง่ายขึ้น จึงสรุปได้ดังนี้

$$n = 1, 2, 3, 4 \ldots$$

ค่าของ n บอกถึงระดับพลังงานหลัก (shell) ค่า n ยิ่งเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนยิ่งอยู่ห่างจากนิวเคลียสและมีพลังงานสูงขึ้น

$$l = 0, 1, 2, 3 \ldots (n-1)$$

ค่าของ l บอกถึงระดับพลังงานย่อย (subshell) ในแต่ละระดับพลังงานหลัก ถ้าค่า l เพิ่มขึ้น พลังงานใน subshell นั้นพร้อมทั้งโมเมนตัมเชิงมุมเพิ่มขึ้นด้วย

$$m_l = -l \ldots\ldots 0 \ldots\ldots +l$$

แต่ละค่าของ m_l เป็นออร์บิตอลอิเล็กตรอนใน subshell นั้น ๆ แต่ละออร์บิตอลมีความแตกต่างเฉพาะ orientation

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ หรือ } -\frac{1}{2}$$

ค่า m_s บอกถึงทิศทางของการสปินของอิเล็กตรอนรอบแกนตัวเอง ในแต่ละออร์บิตอล (m_l) จะมีอิเล็กตรอนได้สูงสุดไม่เกิน 2 ตัว

ถ้าพิจารณาสมบัติของอิเล็กตรอนในลักษณะของคลื่น เราอาจจะกล่าวได้ว่า ค่า n จะแสดงขนาดของคลื่น ค่า l แสดงรูปร่างของคลื่น m_l แสดงทิศทางของคลื่นในที่ว่าง

3.14 อะตอมิกออร์บิตอล

อะตอมิกออร์บิตอลคือชุดเลขควอนตัม n l และ m_l ที่ได้จากการแก้สมการโชรดิงเจอร์ ชุดเลขควอนตัมนี้ได้กำหนดให้อิเล็กตรอนตัวหนึ่ง ๆ มีค่าพลังงานที่แน่นอน ดังนั้นตำแหน่งของอิเล็กตรอนจึงมีความไม่แน่นอน (ตามหลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก) การพบอิเล็กตรอนตัวหนึ่งๆ จึงเป็นเพียงโอกาสหรือความเป็นไปได้ (probability) ที่จะพบอิเล็กตรอนตัวนั้นๆ รอบๆ นิวเคลียส และโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนของแต่ละตัวในอะตอม จะทำให้เกิดเป็นหมอกอิเล็กตรอนขึ้น เป็นอาณาบริเวณรอบนิวเคลียสซึ่งเรียกว่า อะตอมิกออร์บิตอล อะตอมิกออร์บิตอล ขึ้นอยู่กับค่า n l m_l ตัวอย่างเช่น ชุดเลขควอนตัม n = 2, l = 1 และ m_l = 0 คือออร์บิตอลหนึ่งใน p-subshell ของ shell ที่สอง คือ 2p-เลขควอนตัมของออร์บิตอลต่างๆ ตั้งแต่ shell แรกถึง shell ที่สี่ได้แสดงในตารางที่ 3.4

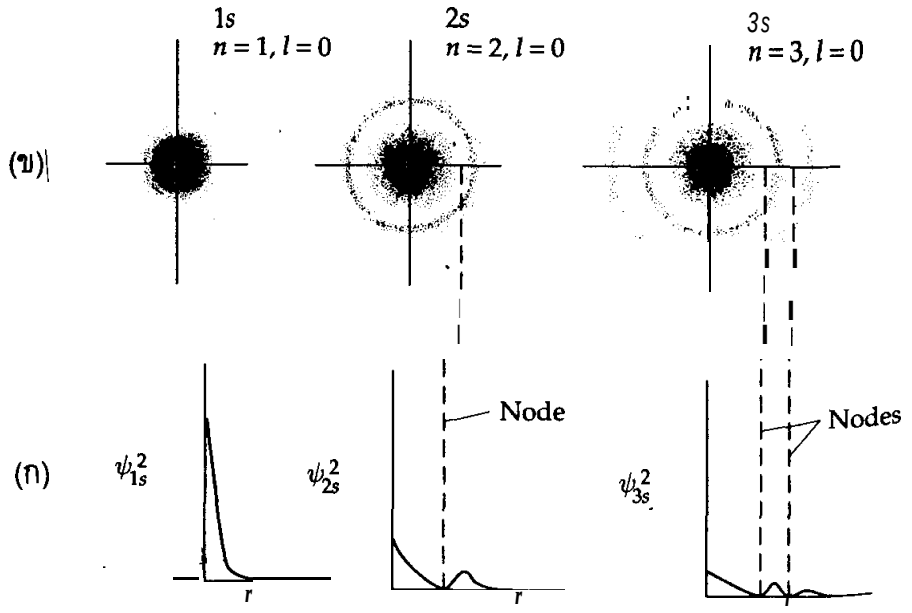
ตารางที่ 3.4 แสดงออร์บิตอลต่าง ๆ ของ shell ที่ 1 ถึง shell ที่ 4 ตามลำดับ

Shell n	Subshell l	Orbital m_l	Subshell Notation	Number of Orbitals per Subshell
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
	1	+1, 0, -1	2P	3
3	0	0	3s	1
	1	+1, 0, -1	3P	3
	2	+2, +1, 0, -1, -2	3d	5
4	0	0	4s	1
	1	+1, 0, −1	4P	3
	2	+2, +1, 0, -1. -2	4d	5
	3	+3, +2, +1, 0, -1. -2, -3	4f	7

พวก s-orbitals

ในการศึกษาสมบัติของออร์บิตอล คำถามอันหนึ่งมักจะเกิดขึ้นเสมอก็คือ ออร์บิตอลมีรูปร่างอย่างไร คำตอบที่ได้รับตรง ๆ ก็คือ เราไม่สามารถกำหนดรูปร่างที่แน่ชัดและขอบเขตที่แน่นอนได้ ทั้งนี้เนื่องจากคุณลักษณะของฟังก์ชันคลื่นของออร์บิตอลมีขอบเขตกว้างไกลจากนิวเคลียสถึงค่าอนันต์ (∞) จึงเป็นการยากที่จะบอกว่าออร์บิตอลมีลักษณะแบบใด อย่างไรก็ตามจากหลักการที่ว่าการพบอิเล็กตรอนตัวหนึ่งๆ เป็นเพียงโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนรอบๆ นิวเคลียสนั้นๆ

ถ้าเราเขียนกราฟแสดงค่าโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนกับระยะทางจากนิวเคลียสของ n และ l ต่าง ๆ กันเช่นในกรณี n = 1, 2, 3 และ l = 0 ซึ่งก็คือ s-ออร์บิตอลจะได้ออกมาดังรูปที่ 3.19

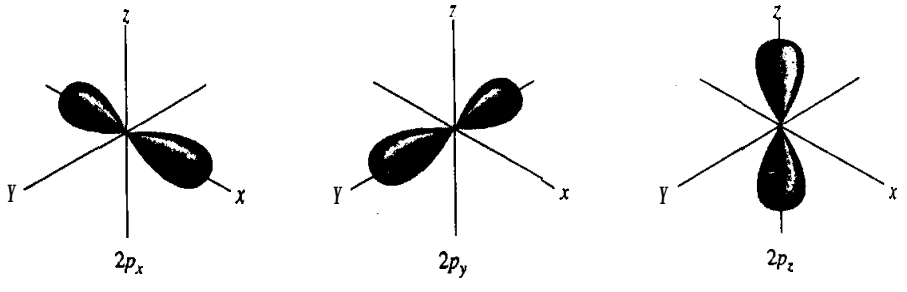


รูปที่ 3.19 (ก) โอกาสที่จะพบ s- อิเล็กตรอน (ข) ลักษณะหมอกอิเล็กตรอนของ s-orbitals ตามรัศมีของอะตอม

การเพิ่มขึ้นของ n หมอกอิเล็กตรอนจะอยู่ห่างจากนิวเคลียสมากขึ้น ทำให้เกิดหมอกอิเล็กตรอนเป็นวง เมื่อลากเส้นล้อมรอบวงให้คลุมหมอกอิเล็กตรอนได้ถึง 90% ก็จะได้ลักษณะรูปร่างของออร์บิตอล s-orbital มีรูปร่างเป็นทรงกลม แต่ขนาดแตกต่างกันตามค่า n ที่เพิ่มขึ้น และดูเหมือนกับลูกทรงกลมที่ซ้อนกัน

พวก p-orbitals

p-orbitals เริ่ม n = 2 เมื่อ l = 1 หรือ (p อิเล็กตรอน m_l) มีค่าได้ -1,0,+1 ดังนั้นจะได้ 2p orbitals สามออร์บิตอล คือ $2p_x$, $2p_y$ และ $2p_z$ (ตามรูปที่ 3.20)

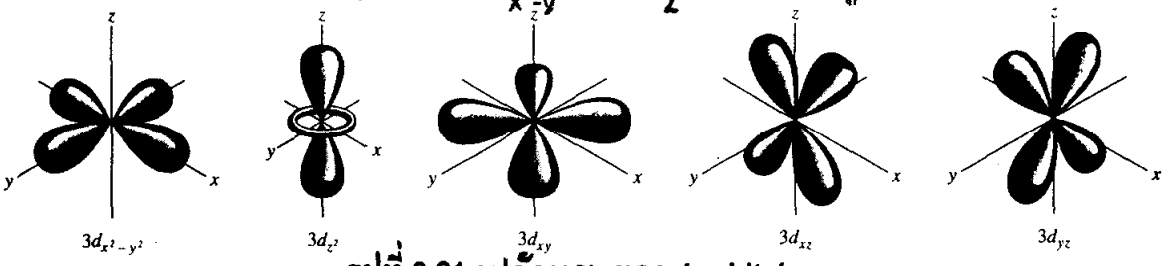


รูปที่ 3.20 รูปลักษณะของ p-orbitals

p-orbital ทั้งสามนี้มีลักษณะเหมือนกันทั้งขนาด รูปร่างและระดับพลังงาน จะแตกต่างกันก็เพียงลักษณะของ orientation แต่ละอันอยู่เป็นมุมฉากซึ่งกันและกัน ในรูปจะเห็นได้ว่าอิเล็กตรอนมี 2 อาณาบริเวณเป็น lobe (คล้ายลูกดรัมเบลล์) ซึ่งมีโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนเท่ากัน ซึ่งอยู่บนแกนของออร์บิตอลคนละข้างของนิวเคลียส ที่นิวเคลียสโอกาสพบอิเล็กตรอนเป็นศูนย์ และจะเพิ่มขึ้นตามระยะบนแกนจนมีค่ามากสุดแล้วค่อยลดลงไปอีกตามระยะทางจนกระทั่งไม่มีเลย มีสิ่งที่น่าสังเกตอันหนึ่งคือ โอกาสพบอิเล็กตรอนนั้น นอกจากจะขึ้นกับระยะทางแล้ว ยังขึ้นกับทิศทางอีกด้วย

พวก d-orbitals และออร์บิตอลอื่น ๆ ที่มีระดับพลังงานสูงขึ้น

เป็นออร์บิตอลสำหรับอิเล็กตรอนที่มีค่า l = 2 ซึ่งทำให้มีค่า m_l ได้ 5 ค่า สำหรับ d-orbital จะมีค่า n อย่างน้อยที่สุดคือ 3 [เพราะว่าค่า l ไม่สามารถมีค่าสูงกว่า n-1] ทำให้เกิด 3d 5 ออร์บิตอลคือ 3dxy, 3dyz, 3dxz, $3d_{x^2-y^2}$ และ $3d_{z^2}$ ดังแสดงในรูปที่ 3.21



รูปที่ 3.21 รูปลักษณะของ d-orbitals

จากรูปจะเห็นว่า d-orbital ทั้ง 5 ออร์บิตอลสามารถจำแนกออกเป็น 2 กลุ่ม คือ dxy, dyz และ dxz ซึ่งมีหมอกอิเล็กตรอนเป็น 4 lobe เท่ากันอยู่ระหว่างแกนที่ตัดบนแกนระนาบ xy, yz, xz สำหรับ $d_{x^2-y^2}$ และ d_{z^2} มีหมอกอิเล็กตรอนเป็น lobe อยู่ในแนวแกน x, y และ z โดยที่ dz^2 ที่จุดตัดของแกนจะมีหมอกอิเล็กตรอนบางส่วนเป็นรูปโดนัตรอบนิวเคลียสที่ระนาบ xy

3d-orbital ทั้งหมดในอะตอมมีค่าพลังงานเท่ากัน สำหรับ d-orbital ที่ค่า n สูงกว่า 3(4d,5d) มีรูปร่างคล้ายคลึงกัน

สำหรับออร์บิตอลที่ถัดมาจาก d-orbital คือออร์บิตอล f,g..... f-orbital มีความสำคัญที่ใช้อธิบายสมบัติของธาตุที่มีเลขอะตอมิกสูงกว่า 57 (อนุกรมแลนทาไนด์) f-orbital เริ่มจากค่า n = 4 มีจำนวนออร์บิตอลได้ 7 ออร์บิตอล ซึ่งมี orientation ที่ซับซ้อนมาก

3.15 ระดับของพลังงานของอะตอมิกออร์บิตอล

เมื่อได้เข้าใจถึงรูปร่างและขนาดของออร์บิตอลต่าง ๆ ของอะตอมแล้ว จะได้กล่าวถึงระดับพลังงานของออร์บิตอลซึ่งเกี่ยวข้องกับการเรียงลำดับของอิเล็กตรอนในอะตอม

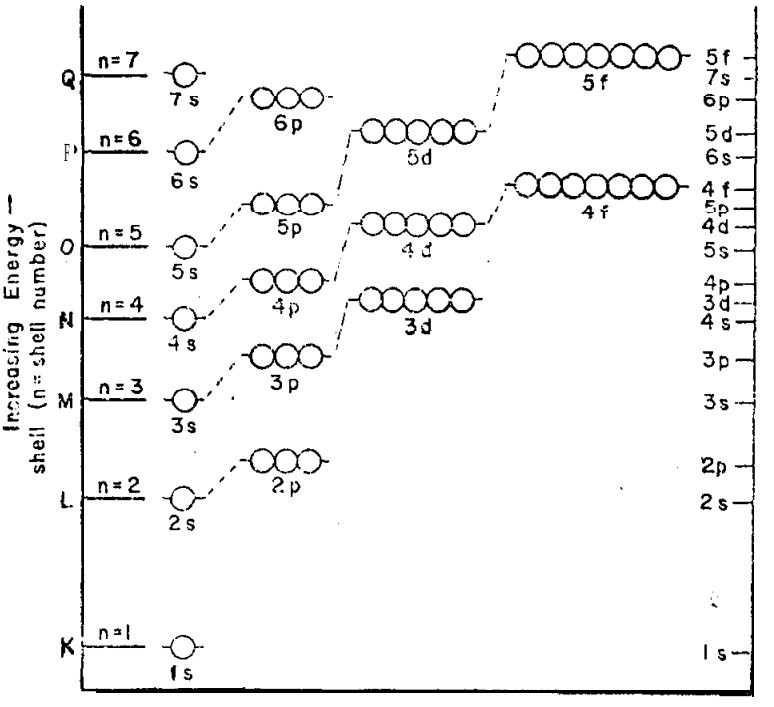
จากสมการ $E_n = -R\left(\frac{1}{n^2}\right)$

พลังงานของอิเล็กตรอนตัวเดียวในอะตอมของไฮโดรเจน จะขึ้นกับค่าเลขควอนตัมหลัก (n) ดังนั้นค่าพลังงานของออร์บิตอลของไฮโดรเจนอะตอมจะเพิ่มขึ้นตามลำดับดังนี้

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

ถึงแม้ว่าการกระจายความหนาแน่นของอิเล็กตรอนใน 2s และ 2p ออร์บิตอลจะแตกต่างกัน แต่ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนของไฮโดรเจนที่มีค่า n เดียวกัน จะมีพลังงานเท่ากันไม่ว่าจะอยู่ใน 2s orbital หรือ 2p orbital ออร์บิตอลที่มีระดับพลังงานเดียวกัน เรียกว่า "degenerate orbital" ในไฮโดรเจนอะตอม 1s-orbital มีสภาวะที่เสถียรที่สุดเรียกว่าสถานะพื้น (ground state) และอิเล็กตรอนใน 2s.2p หรือออร์บิตอลที่สูงขึ้น อยู่ในสถานะเรียกว่าสถานะเร้า (excited state)

สำหรับอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากขึ้น พลังงานของอิเล็กตรอนไม่ได้ขึ้นค่า n เพียงอย่างเดียว แต่ยังขึ้นค่า l ด้วย ($E = E_{nl}$) สำหรับค่า n เดียวกันถ้าค่า l ยิ่งสูง พลังงานของอิเล็กตรอน (หรือของออร์บิตอล) จะยิ่งสูงด้วย เช่น ถ้า n = 4 พลังงาน จะเรียงลำดับดังนี้ 4s < 4p < 4d < 4f

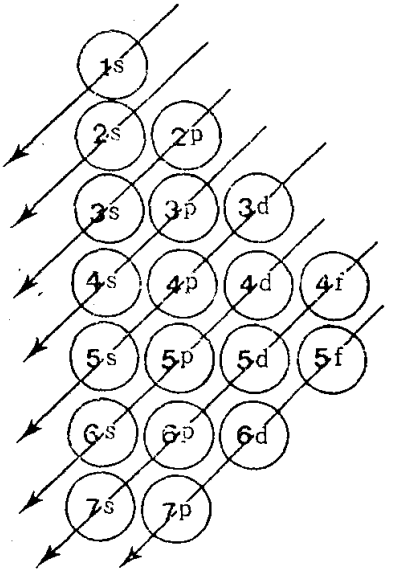


รูปที่ 3.22 แผนภาพ ระดับพลังงานในอะตอมของธาตุที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่ง

จากการศึกษาระดับพลังงานของอิเล็กตรอนของอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่า 1 ตัว ดังปรากฏของรูปที่ 3.22 จะเห็นว่าขณะที่ค่า n มีค่าน้อย ๆ ความห่างของระดับพลังงานจะมีค่ามาก และความห่างจะลดลงเมื่อค่า n สูงขึ้น ดังจะเห็นว่า ระดับพลังงาน 3d-orbital ใกล้เคียงกับระดับพลังงานของ 4s orbital มาก สำหรับอะตอมที่มีอิเล็กตรอนจำนวนมาก ๆ ค่า n จะสูงมาก ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่มีค่า n สูงอาจจะมีพลังงานต่ำกว่าที่มีค่า n ต่ำได้เช่น ระดับพลังงาน 5s อาจอยู่ต่ำกว่า 4d และ 4f เป็นต้น พลังงานรวมทั้งหมดของอะตอมไม่ได้ขึ้นกับผลรวมของพลังงานของออร์บิตอลเพียงอย่างเดียว แต่ยังขึ้นกับพลังงานที่เกิดจากแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนในออร์บิตอลเหล่านั้นด้วย ดังปรากฏการณ์พลังงานรวมของอะตอมมีค่าลดลง เมื่ออิเล็กตรอนบรรจุใน 4s-subshell เต็มก่อน 3d-subshell ทำให้ระดับพลังงานของ 4s ต่ำกว่า 3d-orbital

การเติมอิเล็กตรอนเข้าในอะตอมิกออร์บิตอล อิเล็กตรอนจะเข้าอยู่ในระดับพลังงานย่อยของระดับพลังงานหลักที่ต่ำสุดก่อน แต่ละระดับพลังงานย่อย จะจำกัดให้มีอิเล็กตรอนอยู่ได้จำนวนหนึ่ง และในออร์บิตอลหนึ่ง จะมีอิเล็กตรอนอยู่ได้ไม่เกินสองตัวคือแบบมีสปินตรงข้ามกัน

รูปที่ 3.23 ได้แสดงให้เห็นการเรียงลำดับของอะตอมิกออร์บิตอลที่อิเล็กตรอนจะเข้าไปอยู่ในอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่งตัว



รูปที่ 3.23 แผนภาพ แสดงลำดับการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิตอลต่าง ๆ

3.16 หลักของเพาลี (Pauli Exclusion Principle)

เมื่อพิจารณาถึงสมบัติของอิเล็กตรอนในอะตอม เราจำเป็นต้องใช้เลขควอนตัมทั้งสี่ (n l m_l) บ่งบอกสมบัติของอิเล็กตรอนแต่ละตัวในอะตอมิกออร์บิตอลของอะตอม ในการนี้เพาลีให้หลักการไว้ว่า "ไม่มีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใดในอะตอมเดียวกันที่มีเลขควอนตัมทั้งสี่เหมือนกันทุกประการ" จากหลักการนี้ในแต่ละออร์บิตอลสามารถมีอิเล็กตรอนได้เพียงสองตัวเท่านั้น แต่ละตัวมีสปินต่างกันคือ $+\frac{1}{2}$ และ $-\frac{1}{2}$ ดังนั้นอิเล็กตรอนคู่หนึ่งอาจมี n,l,m_l เหมือนกันได้ (อยู่ในออร์บิตอลเดียวกัน) แต่ m_s ต้องต่างกัน

3.17 หลักเอาฟบาว (Aufbau Principle) หรือ Building Up Principle

ในการบรรจุอิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่ง ๆ ที่อยู่สถานะพื้นอิเล็กตรอนมีแนวโน้มที่จะเข้าบรรจุในออร์บิตอลตามลำดับการเพิ่มของพลังงาน ซึ่งมีหลักการสรุปได้ดังนี้

1. ในการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิตอลซึ่งจะเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์เป็น O หรือ □ ส่วนอิเล็กตรอนจะใช้แทนด้วยลูกศร ↑ แทนการสปินขึ้น และ ↓ แทนสปินลง สำหรับออร์บิตอลที่มีอิเล็กตรอนอยู่เต็มจะแทนด้วยภาพ ↑↓ เรียกอิเล็กตรอนทั้งสองว่าอิเล็กตรอนคู่ (paired electron) ถ้ามีอิเล็กตรอนเพียงครึ่งหนึ่ง มักเขียนเป็น ↑ เรียกว่าอิเล็กตรอนเดี่ยว

2. การบรรจุอิเล็กตรอนของอะตอมจะบรรจุในออร์บิตอลที่มีระดับพลังงานต่ำที่สุดก่อนจนครบจำนวนในแต่ละออร์บิตอลนั้น ๆ คือ 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p .... ตามลำดับดังลูกศรในรูปที่ 3.23 การจัดตัวแบบนี้จะทำให้อะตอมมีสถานะเสถียรที่สุด

3. สำหรับออร์บิตอลที่มีพลังงานเท่า ๆ กันมากกว่าหนึ่งขึ้นไป (เช่น p-orbital หรือ d-orbital) การบรรจุอิเล็กตรอนจะอาศัยกฎของฮุนด์ (Hund's rule) ที่กล่าวว่า "การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิตอลที่มีระดับพลังงานเท่ากันจะบรรจุในลักษณะที่ทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดเท่าที่จะมากได้"

4. ในกรณีที่ออร์บิตอลที่มีระดับพลังงานเท่ากันมีอิเล็กตรอนบรรจุเต็ม (2 อิเล็กตรอนต่อ 1 ออร์บิตอล) เรียกการเรียงตัวแบบนี้ว่าการบรรจุเต็ม (filled configuratron) ซึ่งเป็นการจัดเรียงตัวที่เสถียรที่สุด แต่ถ้าทุก ๆ ออร์บิตอลมีอิเล็กตรอนอยู่เพียงครึ่งเดียวเหมือนกันหมดเรียกว่าการบรรจุครึ่ง (half filled configuration) และมีเสถียรภาพรองลงมา อะตอมที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบบรรจุเต็มและบรรจุครึ่ง มักจะมีเสถียรภาพมากกว่าอะตอมที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบอื่น ๆ เช่น $2p^3$ เสถียรกว่า $2p^4$ และ $3d^{10}$ เสถียรกว่า $3d^9$ คำว่าการบรรจุเต็มและการบรรจุครึ่งนี้จะมุ่งเน้นที่วาเลนซ์อิเล็กตรอนเป็นสำคัญ ดังตัวอย่างการบรรจุอิเล็กตรอนใน 2p-orbital แบบบรรจุเต็มและบรรจุครึ่ง

แบบบรรจุเต็ม	แบบบรรจุครึ่ง
↑↓ ↑↓ ↑↓ 2p	↑ ↑ ↑
↑↓ 2s	↑↓
↑↓ 1s	↑↓

การเขียนการจัดเรียงของอิเล็กตรอนแบบแผนภูมิของรูปออร์บิตอลอาจเขียนแทนด้วยตัวเลขและอักษรได้ ดังตัวอย่างแผนภูมิการบรรจุอิเล็กตรอนแบบบรรจุเต็มและบรรจุครึ่ง เขียนได้เป็น

แบบบรรจุเต็ม $1s^2 2s^2 2p^6$ แบบบรรจุครึ่ง $1s^2 2s^2 2p^3$ เป็นต้น

การจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอมของโครเมียม (มีจำนวนอิเล็กตรอน 24 ตัว) ตามหลักเอาฟบาวแล้วการจัดเรียงอิเล็กตรอนจะเป็นดังนี้

$_{24}Cr = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ เป็นแบบบรรจุครึ่ง ซึ่งพบว่าเสถียรกว่าการจัดแบบ $3d^4 4s^2$ ทำนองเดียวกันธาตุโมลิบดีนัม (M_o) จะมีการจัดเรียงแบบบรรจุครึ่งเช่นกันคือ $4d^5 5s^1$ แทนที่จะเป็น $4d^4 5s^2$

สำหรับอะตอมของทองแดง (มีจำนวนอิเล็กตรอน 29 ตัว) การจัดเรียงเป็น $_{29}Cu = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ ซึ่งเป็นแบบบรรจุเต็ม ซึ่งเสถียรกว่าการจัดแบบ $3d^9 4s^2$ นอกจากนี้ยังมีอะตอมอื่น ๆ เป็นจำนวนมากที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบบรรจุเต็มและบรรจุครึ่ง เช่น N, P, As (แบบบรรจุครึ่ง) ส่วน Zn, Cd, Hg และธาตุพวกโนเบิลแกส (แบบบรรจุเต็ม) ธาตุเหล่านี้มีเสถียรภาพสูงเป็นพิเศษ

จากหลักเอาฟบาว รวมกับหลักของเพาลีและกฎของฮุนด์ เราสามารถเติมอิเล็กตรอนลงในออร์บิตอลทีละตัวตามจำนวนเลขอะตอมิกที่เพิ่มขึ้นของแต่ละธาตุที่มีอยู่ในตารางธาตุได้ ดังตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุ 10 ตัวแรก ดังปรากฏในตารางที่ 3.5 และตารางที่ 3.6

ตารางที่ 3.5 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอมของสิบธาตุแรก

	Orbital Diagram					Electronic Notation
	1s	2s	2p			
$_1H$	↑					$1s^1$
$_2He$	↑↓					$1s^2$
$_3Li$	↑↓	↑				$1s^2 2s^1$
$_4Be$	↑↓	↑↓				$1s^2 2s^2$
$_5B$	↑↓	↑↓	↑			$1s^2 2s^2 2p^1$
$_6C$	↑↓	↑↓	↑	↑		$1s^2 2s^2 2p^2$
$_7N$	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	$1s^2 2s^2 2p^3$
$_8O$	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	$1s^2 2s^2 2p^4$
$_9F$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	$1s^2 2s^2 2p^5$
$_{10}Ne$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	$1s^2 2s^2 2p^6$

จะเห็นว่าเมื่อ Ne อิเล็กตรอนที่เติมใน n = 1 (Kshell) และ n = 2 (Lshell) เต็มหมดแล้ว ดังนั้นอะตอมของธาตุต่อมาคือ ธาตุในคาบที่ 3 (Na $\longrightarrow$ Ar) โดยที่ Na จะมีการจัดอิเล็กตรอนเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ เนื่องจากอิเล็กตรอน 10 ตัวแรกมีการจัดเหมือนของ Ne จึงมักนิยมเขียนย่อเป็น [Ne] $3s^1$ สำหรับอะตอมธาตุอื่น ๆ ที่มีจำนวนอิเล็กตรอนมากขึ้น อาจจะเขียนแกนกลางของธาตุโนเบิลแกสที่ใกล้เคียงกับอะตอมธาตุนั้น แล้วเติม configuration ที่สูงกว่าเพิ่มเท่านั้น เช่น $_{25}Mn$ = [Ar] $4s^2 3d^5$ เป็นต้น

ตารางที่ 3.6 การจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุต่าง ๆ ในตารางธาตุ

Atomic number	Symbol	Electron configuration	Atomic number	Symbol	Electron configuration	Atomic number	Symbol	Electron configuration
1	H	$1s^1$	37	Rb	$[Kr]5s^1$	73	Ta	$[Xe]6s^24f^{14}5d^3$
2	He	$1s^2$	38	Sr	$[Kr]5s^2$	74	W	$[Xe]6s^24f^{14}5d^4$
3	Li	$[He]2s^1$	39	Y	$[Kr]5s^24d^1$	75	Re	$[Xe]6s^24f^{14}5d^5$
4	Be	$[He]2s^2$	40	Zr	$[Kr]5s^24d^2$	76	Os	$[Xe]6s^24f^{14}5d^6$
5	B	$[He]2s^22p^1$	41	Nb	$[Kr]5s^14d^4$	77	Ir	$[Xe]6s^24f^{14}5d^7$
6	C	$[He]2s^22p^2$	42	MO	$[Kr]5s^14d^5$	78	Pt	$[Xe]6s^14f^{14}5d^9$
7	N	$[He]2s^22p^3$	43	TC	$[Kr]5s^24d^5$	79	AU	$[Xe]6s^14f^{14}5d^{10}$
8	0	$[He]2s^22p^4$	'44	Ru	$[Kr]5s^14d^7$	80	Hg	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}$
9	F	$[He]2s^22p^5$	45	Rh	$[Kr]5s^14d^8$	81	Tl	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$
10	Ne	$[He]2s^22p^6$	46	Pd	$[Kr]4d^{10}$	82	Pb	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$
II	Na	$[Ne]3s^1$	47	Ag	$[Kr]5s^14d^{10}$	83	Bi	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^3$
12	Mg	$[Ne]3s^2$	48	Cd	$[Kr]5s^24d^{10}$	84	PO	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^4$
13	Al	$[Ne]3s^23p^1$	49	In	$[Kr]5s^24d^{10}5p^1$	85	At	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^5$
14	Si	$[Ne]3s^23p^2$	50	Sn	$[Kr]5s^24d^{10}5p^2$	86	Rn	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$
15	P	$[Ne]3s^23p^3$	51	Sb	$[Kr]5s^24d^{10}5p^3$	a7	Fr	$[Rn]7s^1$
16	S	$[Ne]3s^23p^4$	52	Te	$[Kr]5s^24d^{10}5p^4$	88	Ra	$[Rn]7s^2$
17	Cl	$[Ne]3s^23p^5$	53	I	$[Kr]5s^24d^{10}5p^5$	89	AC	$[Rn]7s^26d^1$
IS	Ar	$[Ne]3s^23p^6$	54	Xe	$[Kr]5s^24d^{10}5p^6$	90	Th	$[Rn]7s^26d^2$
19	K	$[Ar]4s^1$	55	CS	$[Xe]6s^1$	91	Pa	$[Rn]7s^25f^26d^1$
20	Ca	$[Ar]4s^2$	56	Ba	$[Xe]6s^2$	92	U	$[Rn]7s^25f^36d^1$
21	SC	$[Ar]4s^23d^1$	57	La	$[Xe]6s^25d^1$	93	Np	$[Rn]7s^25f^46d^1$
22	Ti	$[Ar]4s^23d^2$	58	Ce	$[Xe]6s^24f^15d^1$	94	Pu	$[Rn]7s^25f^6$
23	V	$[Ar]4s^23d^3$	59	Pr	$[Xe]6s^24f^3$	95	Am	$[Rn]7s^25f^7$
24	Cr	$[Ar]4s^13d^5$	60	Nd	$[Xe]6s^24f^4$	96	Cm	$[Rn]7s^25f^76d^1$
25	Mn	$[Ar]4s^23d^5$	61	Pm	$[Xe]6s^24f^5$	97	Bk	$[Rn]7s^25f^9$
26	Fe	$[Ar]4s^23d^6$	62	Sm	$[Xe]6s^24f^6$	98	Cf	$[Rn]7s^25f^{10}$
27	CO	$[Ar]4s^23d^7$	63	Eu	$[Xe]6s^24f^7$	99	ES	$[Rn]7s^25f^{11}$
28	Ni	$[Ar]4s^23d^8$	64	Gd	$[Xe]6s^24f^75d^1$	100	Fm	$[Rn]7s^25f^{12}$
29	CU	$[Ar]4s^13d^{10}$	65	Tb	$[Xe]6s^24f^9$	101	Md	$[Rn]7s^25f^{13}$
30	Zn	$[Ar]4s^23d^{10}$	66	Dy	$[Xe]6s^24f^{10}$	102	No	$[Rn]7s^25f^{14}$
31	Ga	$[Ar]4s^23d^{10}4p^1$	67	HO	$[Xe]6s^24f^{11}$	103	Lr	$[Rn]7s^25f^{14}6d^1$
32	Ge	$[Ar]4s^23d^{10}4p^2$	68	Er	$[Xe]6s^24f^{12}$	104	Unq	$[Rn]7s^25f^{14}6d^2$
33	AS	$[Ar]4s^23d^{10}4p^3$	69	Tm	$[Xe]6s^24f^{13}$	105	Unp	$[Rn]7s^25f^{14}6d^3$
34	Se	$[Ar]4s^23d^{10}4p^4$	70	Yb	$[Xe]6s^24f^{14}$	106	Unh	$[Rn]7s^25f^{14}6d^4$
35	Br	$[Ar]4s^23d^{10}4p^5$	71	Lu	$[Xe]6s^24f^{14}5d^1$	107	Uns	$[Rn]7s^25f^{14}6d^5$
36	Kr	$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$	72	Hf	$[Xe]6s^24f^{14}5d^2$	108	Uno	$[Rn]7s^25f^{14}6d^6$
						109	Une	$[Rn]7s^25f^{14}6d^7$

*The symbol [He] is called the helium *core* and represents $1s^2$. [Ne] is called the neon core and represents $1s^22s^22p^6$. [Ar] is called the *argon core* and represents $[Ne]3s^23p^6$. [Kr] is called the *krypton core* and represents $[Ar]4s^23d^{10}4p^6$. [Xe] is called the xenon core and represents $[Kr]5s^24d^{10}5p^6$. [Rn] is called the *radon core* and represents $[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$.

3.18 สมบัติแม่เหล็กของธาตุ

การจัดเรียงอิเล็กตรอนลงในออร์บิตอลต่าง ๆ ที่เป็นไปตามกฎของฮุนด์นั้นได้รับการทดสอบยืนยันว่าถูกต้อง จากการวัดค่าสมบัติแม่เหล็กของธาตุ จำนวนอิเล็กตรอนเดียวในอะตอมไอออนหรือโมเลกุลสามารถหาได้จากการวัดค่าโมเมนต์แม่เหล็ก สารต่าง ๆ สามารถจำแนกออกได้ตามสมบัติความเป็นแม่เหล็ก คือพวก paramagnetic สารพวกนี้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวอยู่ในออร์บิตอล ทำให้สามารถถูกดึงดูดในสนามแม่เหล็ก พวก ferromagnetic (รูปแบบหนึ่งของ paramagnetic) เช่นเหล็กและโคบอลต์ จะเกิดแรงดึงดูดอย่างแรงในสนามแม่เหล็ก สำหรับพวก diamagnetic จะเกิดแรงผลักเล็กน้อยกับสนามแม่เหล็ก การมีสมบัติแม่เหล็กของอะตอมเกิดมาจากผล 2 ประการคือ การหมุนของอิเล็กตรอนเดี่ยว และการโคจรของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส (ผลอันหลังนี้มีความสำคัญน้อยมาก) เนื่องจากอิเล็กตรอนมีประจุลบและหมุนรอบตัวเอง จึงมีพฤติกรรมคล้ายแท่งแม่เหล็กเล็ก ๆ ถ้าอิเล็กตรอน 2 ตัวอยู่ในออร์บิตอลเดียวกันจะจับคู่กันโดยมีทิศทางการหมุนต่างกัน สนามแม่เหล็กจะหักล้างกัน ทำให้ค่าโมเมนต์แม่เหล็กเป็นศูนย์ อะตอมมีสมบัติเป็น diamagnetic แต่ถ้าอะตอมใดที่ออร์บิตอลมีอิเล็กตรอนเดี่ยวอยู่ในออร์บิตอลต่าง ๆ มากจะทำให้อะตอมมีสมบัติแบบ paramagnetic และมีค่าโมเมนต์แม่เหล็กสูง

ค่าโมเมนต์แม่เหล็กของสารหาได้จากสูตร

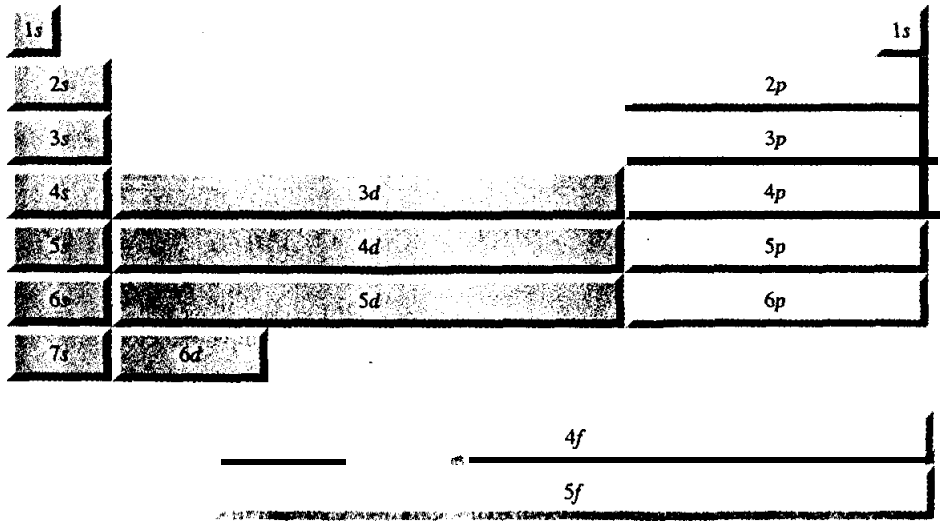
$$\mu = \sqrt{n(n+2)}$$

μ = โมเมนต์แม่เหล็ก หน่วย Bohr magneton (B.M.)

n = จำนวนอิเล็กตรอนเดี่ยว

3.19 การจัดเรียงอิเล็กตรอนและตารางธาตุ

จากการจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุต่าง ๆ ดังตารางที่ 3.6 ซึ่งแสดงการจัดเรียงของอิเล็กตรอนในออร์บิตอลที่มีพลังงานสูงเพิ่มขึ้นจากแกนของธาตุโนเบิลแก๊ส เช่น $_{11}Na$ = [Ne]$3s^1$, $_{13}Al$ = [Ne]$3s^2 3p^1$, $_{21}Sc$[Ar]$4s^2 3d^1$, $_{31}Ga$[Ar]$4s^2 3d^{10} 4p^1$, $_{63}Eu$[Xe] $6s^2 4f^7$ เป็นต้น พบว่ามีความสัมพันธ์กับตำแหน่งของธาตุในตารางธาตุ โดยสามารถแบ่งตารางธาตุออกเป็นส่วน ๆ ได้ 4 ส่วน ดังรูปที่ 3.24 คือ s-block, p-block, d-block และ f-block



รูปที่ 3.24 การแบ่งธาตุเป็นกลุ่ม s, p, d และ f ตามลักษณะการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิตอล

ธาตุในกลุ่ม s-block และ p-block (ตระกูลหมู่ A, หรือ (Representative) เลขควอนตัมหลักของอิเล็กตรอนจะตรงกับเลขของคาบ (period) สำหรับกลุ่ม d-block (ตระกูลหมู่ B หรือ Transition) และกลุ่ม f-block (Inner transition) เลขควอนตัมหลักของอิเล็กตรอนจะตรงกับเลขของคาบลบ 1 และ 2 ตามลำดับ คือ (n-1) และ (n-2) จากตารางธาตุแบบ long form ที่ใช้กันในปัจจุบัน เราจะพิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุต่างๆ ตามตารางธาตุ ซึ่งมีรายละเอียดดังนี้

ในคาบแรก ประกอบธาตุเพียง 2 ธาตุ คือ H และ He จัดเป็นธาตุใน s-block มีอิเล็กตรอนจัดเรียงแบบ $1s^1$ และ $1s^2$ ตามลำดับ

คาบที่สอง เริ่มจาก Li($1s^22s^1$) และ Be ($1s^22s^2$) ทั้งคู่มีอิเล็กตรอนบรรจุใน 2s-ออร์บิตอล อีก 6 ธาตุที่เหลือในคาบนี้คือ B($1s^22s^22p^1$) ถึงโนเบิลแก๊ส Ne($1s^22s^22p^6$) มีการเติมอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นทีละตัวใน 2p-ออร์บิตอล

คาบที่สาม เป็นไปในลักษณะแบบเดียวกับคาบที่ 2 คือธาตุใน s-block ได้แก่ Na ([Ne]$3s^1$) และ Mg([Ne]$3s^2$) โดย p-block เริ่มจาก Al([Ne]$3s^23p^1$) จนถึง Ar([Ne]$3s^23p^6$)

คาบที่สี่ ในคาบนี้ระดับพลังงานของออร์บิตอลเริ่มมีการซ้อนทับกัน (overlap) เนื่องจากระดับพลังงานใกล้เคียงกัน ธาตุสองตัวแรกของคาบนี้คือ K(Z=19) และ Ca(Z=20) มีอิเล็กตรอนจัดเรียงแบบ [Ar]$4s^1$ และ [Ar]$4s^2$ ตามลำดับ จัดเป็นกลุ่ม s-block ธาตุตัวต่อไปคือ Sc(Z=21) มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบ [Ar]$3d^14s^2$ โดยอิเล็กตรอนเริ่มบรรจุลงใน 3d-ออร์บิตอลทีละตัวจนครบ 10 ตัวในธาตุ Zn(Z=30) มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบ [Ar]$4s^23d^{10}$ ซึ่ง

เป็นธาตุกลุ่ม d-block และนับเป็นอนุกรมแรกของธาตุทรานสิชัน (หรือธาตุตระกูล B) เมื่อ d-ออร์บิตอลบรรจุเต็มแล้ว ธาตุตัวต่อมาคือ Ga(Z=31) อิเล็กตรอนจึงบรรจุลงใน 4p subshell จนจบคาบที่ 4 ที่ธาตุ Kr[Z=36...[Ar]$3d^{10}4s^24p^6$]

คาบที่ห้า เริ่มจาก Rb(Z=37...[Kr]$5s^1$) และ Sr[Z=38..[Kr]$5s^2$) จากนั้นจึงเป็นอนุกรมที่สองของธาตุทรานสิชันมีการเติมอิเล็กตรอนลงใน 4 d subshell ทีละตัวเริ่มจาก Y (Z=39...[Kr]$4d^15s^2$) จนถึง Cd(Z=48..[Kr]$4d^{10}5s^2$) และปิดท้ายคาบที่ 5 ด้วย การเติมอิเล็กตรอนลงใน 5p-subshell ในธาตุจาก In(Z=49) ถึง Xe(Z=54...[Kr]$4d^{10}5s^25p^6$) มีข้อสังเกตว่าในคาบที่ 5 นี้ 4f-subshell ยังว่างไม่มีอิเล็กตรอนบรรจุเลย

ในคาบที่ 6 นี้ เริ่มมีความยุ่งยากซับซ้อนขึ้น เนื่องจากออร์บิตอลมีการซ้อนทับกันมากขึ้น เริ่มจากธาตุ 2 ตัวแรกใน s-block คือ Cs(Z=55...[Xe]$6s^1$) และ Ba(Z=56...[Xe] $6s^2$) ต่อจากนั้นก็จะเริ่มแปรผันไปจากหลักเอาฟบาวเนื่องจากระดับพลังงานของ 4 f และ 5 d subshell ใกล้เคียงกันมาก อิเล็กตรอนตัวต่อมา (ของ La Z=57) ถูกบรรจุลงใน 5d-subshell (ดังนั้น La จึงเป็นทรานสิชัน) แต่อิเล็กตรอนตัวถัดไป (ของ Ce Z=58) ถูกเติมลงใน 4f subshell โดยที่อิเล็กตรอนที่บรรจุอยู่แล้ว 1 ตัวใน 5d subshell จะกลับมาบรรจุใน 4f อีก ดังนั้นการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ La จึงเป็น...[Xe]$4f^05d^16s^2$ และ Ce เป็น [Xe]$4f^25d^06s^2$ สำหรับธาตุที่ 58-70(Ce-Yb) อิเล็กตรอนถูกบรรจุลงใน 4f-subshell ธาตุเหล่านี้มีชื่อเรียกว่าธาตุกลุ่ม innertransition เนื่องมาจากลักษณะของการบรรจุอิเล็กตรอนนั้นเป็นการเติมในวงชั้นในคือชั้นที่ 3 จากวงนอกสุด ต่อมาเมื่ออิเล็กตรอนบรรจุใน 4f-subshell จนเต็มครบ 14 ตัวแล้ว อิเล็กตรอนตัวต่อมาจึงเติมลงใน 5d-subshell ดังนั้น Lu(Z=71) จึงมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบ [Xe] $4f^{14}5d^16s^2$ และอิเล็กตรอนจะถูกบรรจุใน 5d-subshell จนเต็มครบธาตุอนุกรมทรานสิชันอนุกรมที่ 3 คือ Hg(Z=80...[Xe]$4f^{14}5d^{10}6s^2$ และจากนั้นอิเล็กตรอนจะบรรจุลงใน 6p subshell จากธาตุที่ 81 (Te)-86(Rn) จนจบคาบที่ 6

สำหรับคาบที่ 7 เป็นคาบที่ยังไม่สมบูรณ์ และมีธาตุจำนวนมากที่ไม่พบในธรรมชาติ แต่สามารถสร้างขึ้นได้จากปฏิกิริยานิวเคลียร์ในห้องทดลอง โดยทั่วไปรูปแบบการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุในคาบนี้คล้ายกับในคาบที่ 6 เริ่มจากธาตุที่ 87 (Fr) และ 88(Rn) อิเล็กตรอนเติมใน 7s-subshell ธาตุที่ 89(Ac) อิเล็กตรอนบรรจุใน 6d-subshell ธาตุที่ 90(Th) ถึง 103(Lr) ซึ่งเป็นอนุกรมที่ 2 ของ inner transition อิเล็กตรอนบรรจุลงใน 5f subshell และธาตุทรานสิชัน 104,105 และ 106 อิเล็กตรอนเติมลงใน 6d subshell ในความจริงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุบางธาตุในคาบที่ 7 นี้อาจแบ่งผันไปบ้างจากการจัดเรียงตามหลักการของเอาฟบาว

จากการจัดเรียงของอิเล็กตรอนของธาตุในคาบต่าง ๆ ตามตารางธาตุที่กล่าวมา ถ้าเราพิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกัน จะเห็นว่ามีลักษณะการจัดเรียงของอิเล็กตรอนในวงนอกสุด (valence shell, อิเล็กตรอนในชั้นนี้เรียกว่าวาเลนซ์อิเล็กตรอน) คล้ายคลึงกัน เช่น ธาตุหมู่ IA (Li Na K Rb Cs Fr) มีอิเล็กตรอน 1 ตัวอยู่ใน s-ออร์บิตอล (แต่ลำดับคาบต่างกัน) ซึ่งเป็นวงนอกสุด หมู่ IIA(Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) มีอิเล็กตรอน 2 ตัวอยู่เต็มใน s-ออร์บิตอล ส่วนหมู่ IIIA (B,Al,Ga,In,Tl) มีอิเล็กตรอน 1 ตัวใน p-ออร์บิตอล (ต่อจาก 2s ที่เต็ม) จากความคล้ายคลึงกันนี้ทำให้ธาตุต่าง ๆ ที่อยู่ในหมู่เดียวกันมีสมบัติทางกายภาพและทางเคมีบางประการคล้ายคลึงกัน ในตารางธาตุ ธาตุที่เป็นสมาชิกในธาตุตระกูลหมู่ A จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนจะเท่ากับเลขของหมู่ ส่วนธาตุทรานสิชันเป็นธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนอยู่ใน d-ออร์บิตอล ฯลฯ

แบบฝึกหัด

ก. คำถามหลักการทั่วไป

1) ก่อนคริสตศักราช นักปราชญ์ชาวกรีกมีแนวความคิดอย่างไรเกี่ยวกับสสาร
2) สาระสำคัญของทฤษฎีอะตอมดาลตัน
3) รังสีคะโทดที่เปล่งจากหลอดรังสีคะโทดมีสมบัติอย่างไร
4) เจ. เจ. ทอมสัน ทำการทดลองศึกษารังสีคะโทดอย่างไรและได้ผลอะไร
5) ผลการทดลอง Millikan oil drep experiment
6) รังสีอะโนดหรือ canal ray คืออะไร และมีอะไรเป็นองค์ประกอบ ใครเป็นผู้ค้นพบ
7) ใครเป็นผู้ค้นพบนิวตรอน ให้แสดงปฏิกิริยาที่ค้นพบด้วย
8) รูปแบบจำลองอะตอมของทอมสันเป็นอย่างไร และใครเป็นผู้ลบล้างความเชื่อนี้ เพราะเหตุผลใด
9) รูปแบบจำลองอะตอมของรัทเธอร์ฟอร์ดเป็นอย่างไร และสอดคล้องกับทฤษฎี Classical Electrodynamic หรือไม่ เพราะเหตุใด
10) ทฤษฎีควอนตัมแสงกล่าวว่าอย่างไร และแตกต่างกับทฤษฎีแสง (เก่า) อย่างไร
11) สเปกตรัมชนิดเส้นคืออะไร แตกต่างกับสเปกตรัมชนิดต่อเนื่องอย่างไร ถ้าพิจารณาในแง่โครงสร้าง การพบสเปกตรัมชนิดเส้นมีความสำคัญอย่างไร
12) ทฤษฎีอะตอมของบอห์ร จงแสดงสมการที่บอห์รใช้หาพลังงานของอิเล็กตรอนและตำแหน่งของอิเล็กตรอนในอะตอม และเหตุใดทฤษฎีอะตอมของบอห์รจึงล้มเลิกไป
13) จงเปรียบเทียบสเปกตรัมของพลังงานใน Lyman series และ Balmer series ในประเด็นต่อไปนี้ 1) แหล่งที่มาของสเปกตรัมพลังงาน 2) ชนิดของสเปกตรัมพลังงาน
14) เหตุใดเราจึงไม่สามารถสังเกตเห็นสมบัติทางคลื่นของสารที่มีขนาดใหญ่ เช่น ลูกปิงปอง หรือลูกบิลเลียด
15) ระดับพลังงาน (subshell) คือ s, p, d, f, g, h มีจำนวนอิเล็กตรอนได้อย่างมากที่สุดเท่าใด ถ้าระดับพลังงานหลัก (n) มีระดับพลังงานย่อย h ค่า n ต่ำที่สุดต้องเป็นเท่าใด
16) 1s และ 2s ออร์บิตอลเหมือนกันหรือต่างกันอย่างไร และแตกต่างกับ 2p อย่างไร
17) Pauli exclusion principle คืออะไร
18) Aufbau principle หรือ Hund's rule มีสาระสำคัญอย่างไร

ข. คำถามเกี่ยวกับสมบัติของแสง ทฤษฎีอะตอมของบอห์ร

19) แสงสีแดงมีพลังงานโฟตอน (สูงหรือต่ำกว่า) แสงสีน้ำเงิน (ตอบ $\nu_{แ} < \nu_{น.ง.}$)

20) ตามทฤษฎีอะตอมของบอห์ร อิเล็กตรอนในอะตอมมีการเคลื่อนที่แบบใด และจะเกิดอะไรขึ้นเมื่อให้พลังงานแก่อะตอม (ตอบ orbit, อะตอมดูดกลืนโฟตอน ทำให้อิเล็กตรอนย้ายไประดับที่มีวงโคจรโตขึ้น)

21) ถ้าอิเล็กตรอนตัวหนึ่งเคลื่อนที่จาก 1s ไปยัง 2s orbital พลังงานของอิเล็กตรอนจะเป็นอย่างไร (ตอบ เพิ่มขึ้น)

22) สถานีวิทยุภาค FM มีกำลังส่งด้วยความถี่ 98.6 MHz จงคำนวณหาความยาวคลื่น (ตอบ 3.04 m)

23) รังสีแกมม่าจาก ^{60}Co ใช้รักษาโรคมะเร็ง ถ้ารังสีนี้มีความถี่ $2.83\times10^{10}s^{-1}$ จงคำนวณหาความยาวคลื่น (ในหน่วย m, Å)

24) คลื่นวิทยุที่มีความถี่ 6.00×10^{2}m ใช้สื่อสารกับยานอวกาศที่โคจรนอกโลก

   ก) จงคำนวณหาความถี่ของคลื่นวิทยุนี้ (ตอบ $5.00 \times 10^{5}s^{-1}$)

   ข) ถ้าส่งข่าวสารจากโลกไปยังยานอวกาศที่ดาวอังคาร ซึ่งมีระยะทาง 8×10^{8} เมตร ถามว่าจะใช้เวลานานเท่าใด (ตอบ 4.4 นาที)

25) จงคำนวณหาพลังงานของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า ที่มีความยาวคลื่นต่อไปนี้ (ในหน่วย J/photon และ kJ/mol)

   ก) แสงสีเขียว-น้ำเงิน, 490.6 nm (ตอบ 2.438×10^{2} kJ/mol)

   ข) รังสีเอกซ์, 25.5 nm (ตอบ 4.69×10^{3} kJ/mol)

   ค) ไมโครเวฟมีความถี่ 2.5437×10^{10} Hz (ตอบ 0.1015 kJ/mol)

26) เมื่อฉายแสงที่มีความถี่ $1.30\times10^{15}s^{-1}$ ไปยังผิวหน้าโลหะ Cs ทำให้อิเล็กตรอนถูกสกัดออกมาจากโลหะ มีพลังงานจลน์สูงสุดเท่ากับ 5.2×10^{-19}J จงคำนวณหา

   ก) ความยาวคลื่นของแสงนี้ (ตอบ 231 nm)

   ข) พลังงานยึดเหนี่ยว (B.E.) ของอิเล็กตรอนในโลหะ Cs (ตอบ 3.4×10^{-19}J)

   ค) ความยาวคลื่นสูงสุดที่จะสกัดให้อิเล็กตรอนออกมาจากโลหะ (ตอบ 580 nm)

27) เมื่อฉายแสงที่มีความยาวคลื่น 2.50×10^{-7} เมตร กระทบผิวหน้าโลหะ Cr ในหลอดสุญญากาศ ถ้า Work function ของ Cr มีค่า 7.21×10^{-19}J จงคำนวณหา

   ก) พลังงานสูงสุดของ Photo electron (ตอบ 7.4×10^{-20}J)

   ข) ความเร็วของ Photo electron ที่มีพลังงานจลน์สูงสุด (ตอบ 4.0×10^{5} m/s)

28) จากทฤษฎีอะตอมของบอห์ร

ก) จงคำนวณหารัศมีและพลังงานของไอออน $_5B^{4+}$ ที่ n=3 (ตอบ r_3 = 0.0952 nm ; $E_3 = -6.06\times10^{-18}$J)

ข) พลังงานที่ใช้เพื่อทำให้อิเล็กตรอนที่ระดับนี้หลุดออกไปจาก 1 โมลของไอออน B^{4+} (ตอบ 3.65×10^3 kJ/mol)

ค) จงคำนวณหาความถี่และความยาวคลื่นของแสงที่เปล่งออกมาเมื่ออิเล็กตรอนย้ายระดับจาก n=3 มายัง n=2 (ตอบ $\nu=1.14\times10^{16}s^{-1}$; λ=26.3nm)

29) แสงเรเซอร์ของไอออน Ar มีเส้น emission หลักอยู่ที่เส้น 488 nm และ 514 nm ภายหลังจากเปล่งแสงออกมาแล้ว Ar^+ อยู่ที่ระดับพลังงาน 2.76×10^{-18}J ; จากสภาวะพื้น

ก) จงคำนวณหาพลังงาน (J) ของเส้นสเปกตรัมทั้งสอง (E_{488} = 4.0710^{-19}J; E_{514} = 2.153×10^{-18}J)

ข) จงเขียนแผนผังแสดงระดับพลังงาน (J/atom) อธิบายเรื่องดังกล่าวข้างต้น

ค) จงหาความถี่และความยาวคลื่นของแสงที่เปล่งออกมาเมื่อ Ar^+ กลับสู่ระดับสภาวะพื้น (ตอบ $\nu=4.13\times10^{15}s^{-1}$; λ=71.9nm)

ค) คำถามเกี่ยวกับทฤษฎีกลศาสตร์ของคลื่นและการจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอม

30) จงคำนวณหาความยาวคลื่นเดอบรอยล์ดังต่อไปนี้

ก) อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ด้วยความเร็ว 1.00×10^3m/s (ตอบ 7.27×10^{-7}m)

ข) โปรตอนเคลื่อนที่ด้วยความเร็ว 1.00×10^3 m/s (ตอบ 3.96×10^{-10}m)

ค) ลูกเบสบอลมวล 200 กรัมเคลื่อนที่ด้วยความเร็ว 75 km/hr (ตอบ 1.59×10^{-34}m)

31) ก) ถ้าอิเล็กตรอนตัวหนึ่ง เราทราบตำแหน่งที่อยู่ 10^oA (หรือ 1×10^{-9}m) จงหาอัตราความเร็วของอิเล็กตรอนนี้ (ตอบ 5.810^4 m/s)

ข) คำนวณเช่นเดียวกับข้อ ก) ถ้าเป็นอะตอมฮีเลียม (ตอบ 7.9 m/s)

32) ไม่มีวัตถุใดๆ ที่เคลื่อนที่ได้เร็วกว่าความเร็วแสง คือ 3×10^8m/s

ก) จงหาตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่มีความเร็วแสง

ข) จงหาตำแหน่งของอะตอมฮีเลียมที่มีความเร็วแสง

33) ชุดเลขควอนตัมข้อใดที่สอดคล้องกับอิเล็กตรอนตัวหนึ่ง สำหรับข้อใดไม่สอดคล้องจงให้เหตุผล

	n	l	m	s		n	l	m	s
ก)	2	2	1	$\frac{1}{2}$	ข)	3	1	0	$-\frac{1}{2}$
ค)	5	1	2	$\frac{1}{2}$	ง)	4	-1	0	$\frac{1}{2}$

34) จากชุดเลขควอนตัมต่อไปนี้ ข้อใดไม่ถูกต้องเพราะเหตุใด

	n	l	m		n	l	m
ก)	3	2	-1	ข)	2	3	-1
ค)	3	0	+1	ง)	6	2	-1
จ)	4	4	+4	ฉ)	4	3	-1

35) จากชุดเลขควอนตัมในแต่ละข้อใด จงหาค่าเลขควอนตัมที่หายไป

	n	l	m
ก)	3	1	?
ข)	4	?	-1
ค)	?	1	+1

36) เกี่ยวกับ subshell และ orbitals ให้ตอบคำถามต่อไปนี้

ก) จำนวน subshell ที่พบในระดับ n=4

ข) จงให้ชื่อ subshell ที่มีในระดับ n=3

ค) จำนวน orbital ที่มีค่า n=4, l=3

ง) จำนวน orbital ทั้งหมดในระดับ n=4

37) จงให้สัญญลักษณ์สำหรับออร์บิตอลที่มีชุดเลขควอนตัมดังต่อไปนี้

ก) n=4, l=1, ข) n=2, l=0 ค) n=6, l=3 ง) n=7, l=4

38) สัญญลักษณ์ออร์บิตอลในข้อใดถูกต้องและข้อใดไม่ถูกต้อง เพราะอะไร

ก) 1d ข) 2d ค) 3d ง) 4d จ) 3f ฉ) 4f

39) จงเขียน electron confriguration ของธาตุดังต่อไปนี้

ก) $_{16}S$ ข) $_{24}Cr$ ค) $_{30}Zn$ ง) $_{38}Sr$ จ) $_{18}Ar$ ฉ) $_{55}Cs$

40) ธาตุต่อไปนี้ ถามว่ามีอิเล็กตรอนกี่ตัวใน d-orbital และคำนวณหาโมเมนต์แม่เหล็ก (เป็น Bohr magneton, B.m) และบอกสมบัติแม่เหล็กของแต่ละธาตุ

ก) $_{35}Y$ ข) $_{38}Sr$ ค) $_{40}Zr$ ง) $_{48}Cd$ จ) $_{25}Mn$