บทที่ 1

โครงสร้างอะตอม

ทฤษฎีเกี่ยวกับโครงสร้างของสสารเริ่มขึ้นตั้งแต่สมัยก่อนคริสตกาล ในช่วงแรกยังไม่มีนักวิทยาศาสตร์ให้เหตุผลและอธิบายทฤษฎีเกี่ยวกับโครงสร้างของสสารได้อย่างชัดเจน เมื่อแนวความคิดเกี่ยวกับโครงสร้างของสสารเริ่มขึ้น ทำให้เราทราบว่าสสารทั้งหมดประกอบด้วยอะตอม ซึ่งวิชาเคมีทั้งหมดเกี่ยวข้องกับอะตอมของธาตุ ทำให้การเรียนเนื้อหาบทนี้ ถือว่าเป็นพื้นฐานการเรียนเนื้อหาเคมี เนื่องจากอะตอมของธาตุเป็นองค์ประกอบพื้นฐานของทุกสิ่งทุกอย่างที่มีอยู่ในโลก เมื่อเข้าใจทฤษฎีอะตอม เข้าใจอนุภาคภายในอะตอม ก็จะนำไปสู่การเข้าใจสมบัติของธาตุ และการเกิดสารประกอบต่อไป ยิ่งไปกว่านั้นวิชาเคมีทั้งหมดเกี่ยวข้องกับอะตอมแทบทั้งสิ้น ดังนั้นการเรียนโครงสร้างอะตอมจึงมีความจำเป็นอย่างยิ่ง สำหรับบทนี้จะแบ่งเป็น 6 เรื่อง ได้แก่ ทฤษฎีอะตอม โครงสร้างของอะตอม อนุภาคในอะตอม โครงสร้างอะตอมตามทฤษฎีของโบร์ โครงสร้างอะตอมตามทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม และการจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอม ดังต่อไปนี้

ทฤษฎีอะตอม (Atomic theory)

นักวิทยาศาสตร์คนแรกที่เสนอแนวคิดเกี่ยวกับอะตอม คือ เดโมคริตุส นักปรัชญาชาวกรีก โดยในช่วงศตวรรษ ที่ 5 ก่อนคริสตศักราช ได้แสดงความเชื่อไว้ว่า “สสารทั้งหมดประกอบด้วยอนุภาคที่เล็กมากไม่สามารถแบ่งแยกออกไปได้อีกซึ่งเขาเรียกว่า อะตอมโมส (Atomos) แปลว่า ไม่สามารถตัดหรือแบ่งแยกต่อไปได้อีก” แนวคิดของเดโมคริตุสแพร่หลายตลอดหลายศตวรรษ หลักฐานการทดลองจากการค้นคว้าสมัยต้น ๆ สนับสนุนความคิดเรื่องอะตอม และค่อย ๆ กลายมาเป็นนิยามของธาตุและสารประกอบในปัจจุบัน จนกระทั่งปี ค.ศ 1808 จอห์น ดอลตัน นักวิทยาศาสตร์และครูชาวอังกฤษได้เสนอนิยามที่ชัดเจนขององค์ประกอบที่แบ่งแยกไม่ได้ของสสารที่เราเรียกว่า “อะตอม” ทฤษฎีอะตอมของดอลตันเป็นจุดเริ่มของเคมียุคใหม่ ทฤษฎีของเขา อาจสรุปได้ดังนี้ (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 34)

1. ธาตุประกอบด้วยอนุภาคที่เล็กมากเรียกว่า อะตอม

2. อะตอมทุกอะตอมของธาตุหนึ่ง ๆ มีลักษณะเหมือนกันทุกประการ คือมีขนาดเท่ากัน มวลเท่ากัน สมบัติทางเคมีเหมือนกัน อะตอมของธาตุหนึ่งจะต่างจากอะตอมของธาตุอื่น ๆ

3. ปฏิกิริยาเคมีเกี่ยวข้องกับการแยก การรวม หรือการจัดอะตอมใหม่เท่านั้น ไม่มีการสร้างหรือทำลายอะตอม

4. สารประกอบ ประกอบด้วยอะตอมของธาตุมากกว่าหนึ่งธาตุ ในสารประกอบใด ๆ อัตราส่วนจำนวนอะตอมของธาตุ จะเป็นเลขจำนวนเต็มหรือเศษส่วนอย่างง่าย (Ramond Chang, 2010 : 42) ยกตัวอย่างสารประกอบ NO และ NO_2 ดังภาพที่ 1.1

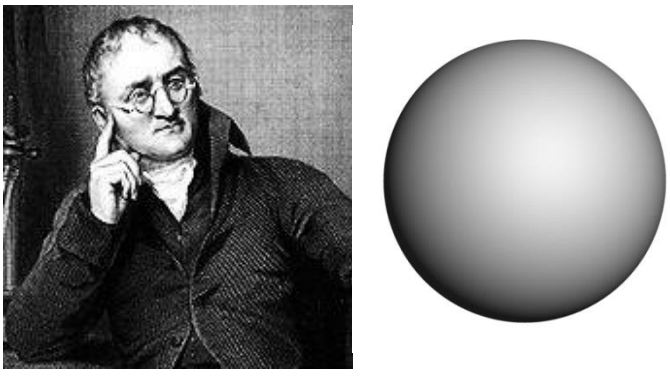
ภาพที่ 1.1 สารประกอบ NO และ NO_2
ที่มา : ดัดแปลงจาก Zumdahl, S. S. and Zumdahl, S. A (2007 : 43)

ทฤษฎีอะตอมของดอลตันเปรียบเสมือนเป็นจุดเริ่มต้นของทฤษฎีอะตอมที่นำมาสู่ทฤษฎีอะตอมในปัจจุบัน

โครงสร้างของอะตอม (The structure of the atom)

1. แบบจำลองอะตอมของดอลตัน (Dalton's model)

จากทฤษฎีอะตอมของดอลตัน จะเห็นได้ว่า ดอลตันไม่ได้กล่าวถึงโครงสร้างหรือองค์ประกอบของอะตอม เขาไม่ทราบเลยว่าอะตอมเป็นอย่างไร แต่เขาทราบว่าการที่ธาตุต่าง ๆ เช่น ไฮโดรเจน และออกซิเจนมีสมบัติต่างกันนั้นสามารถอธิบายได้โดยถือว่าอะตอมของไฮโดรเจนต่างจากอะตอม ของออกซิเจน (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 35) และดอลตันมองภาพว่าอะตอมเป็นอนุภาค ที่เป็นของแข็งทรงกลม คล้ายกับลูกสนุกเกอร์ (เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 8) ดังแสดงในภาพที่ 1.2



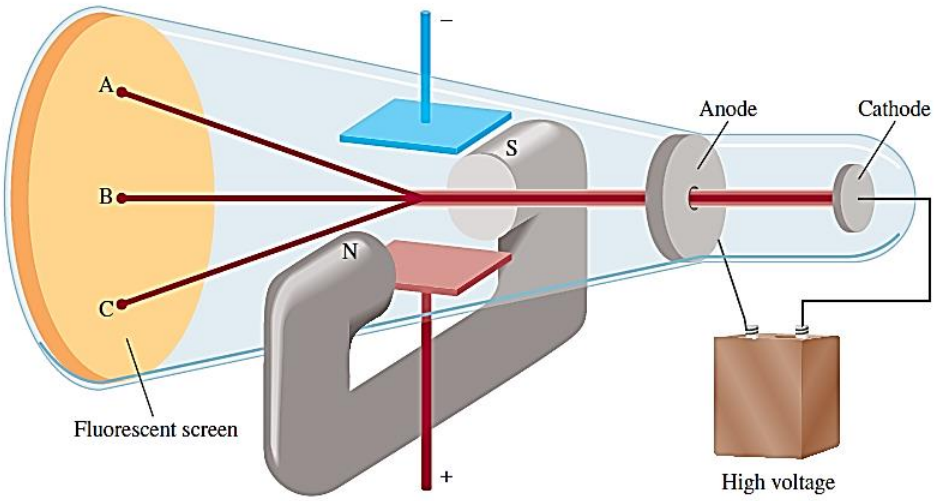
ภาพที่ 1.2 จอห์น ดอลตัน (1766-1844) และแบบจำลองอะตอมของดอลตัน
ที่มา : Kotz, J. C., Treiche, P. M.l and Townsend, J. R. (2010 : 340)

จากทฤษฎีอะตอมของดอลตัน อะตอม คือหน่วยพื้นฐานของธาตุที่ไม่สามารถแบ่งแยกได้อีก แต่จากการทดลองหลังจากนั้น ต่อมาจนถึงศตวรรษที่ 20 ได้แสดงให้เห็นแล้วว่า อะตอมยังมีโครงสร้างภายในอีก นั่นคืออะตอมประกอบด้วยอนุภาคที่เล็กลงไปอีกที่เรียกว่า อนุภาคที่เล็กกว่า

อะตอม (Subatomic particles) ผลงานวิจัยทำให้ค้นพบอนุภาคสามชนิด ได้แก่ อิเล็กตรอน โปรตอน และ นิวตรอน (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 36) และนำไปสู่แบบจำลองอะตอมอื่น ๆ ต่อไป

2. แบบจำลองอะตอมของทอมสัน (Thomson's model)

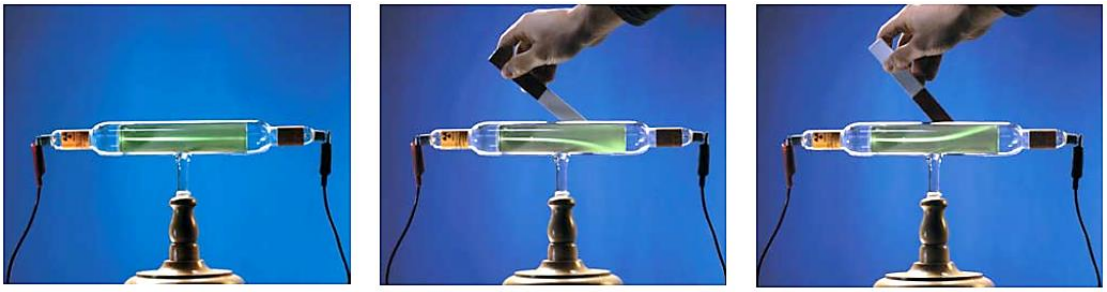
ทฤษฎีใหม่ของอะตอมริเริ่มและพัฒนาขึ้นโดย เจ เจ ทอม สัน (J.J. Thomson) แบบจำลองอะตอมของทอมสัน เริ่มต้นขึ้นกับการค้นพบอิเล็กรอนในปี ค.ศ. 1897 โดยการค้นพบอิเล็กตรอนเกิดขึ้นพร้อม ๆ กับการประดิษฐ์หลอดรังสีแคโทด ซึ่งเป็นต้นแบบของหลอดที่ใช้ในโทรทัศน์ปัจจุบัน (ทบวงมหาวิทยาลัย, 2541 : 49) โดยหลอดรังสีแคโทดเป็นดังแสดงในภาพที่ 1.3



ภาพที่ 1.3 แผนภาพของหลอดรังสีแคโทด
ที่มา : Chang, R. (2010 : 44)

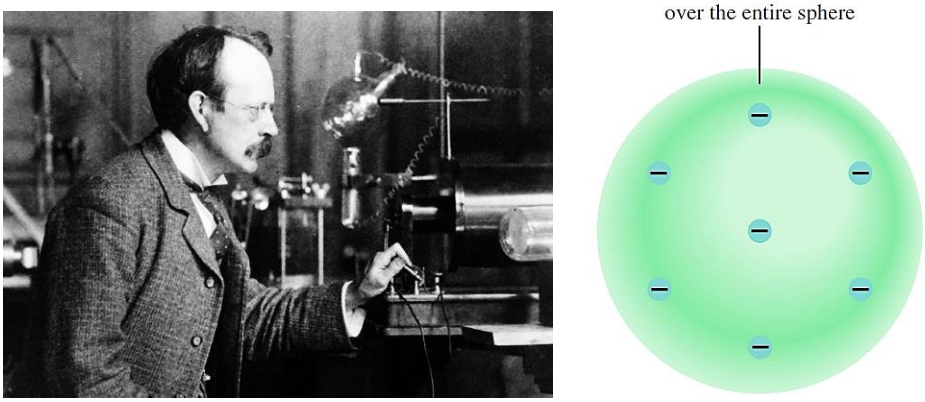
อนุภาคซึ่งมีประจุลบหรืออิเล็กตรอน (Electron) ที่ออกมาจากขั้วแคโทด ถูกดูดเข้าไปที่แผ่นประจุบวกหรือแอโนด รูในแอโนดช่วยให้อิเล็กตรอนทะลุผ่านไป ลำอิเล็กตรอนนี้เองที่เรียกกันแต่แรกว่ารังสีแคโทด (Catbode ray) รังสีแคโทดพุ่งไปชนผิวด้านในของปลายหลอด ผิวนี้เคลือบด้วยสารเรืองแสง เช่น ซิงค์ซัลไฟด์ เราจึงเห็นแสงเรืองออกมาเมื่อมีลำของอิเล็กตรอนมากระทบผิว เมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กรังสีแคโทดจะกระทบจุด A เมื่ออยู่ในสนามไฟฟ้ารังสีจะกระทบจุด C เมื่อไม่อยู่ทั้งในสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้า หรือเมื่ออยู่ในทั้งสองสนามแต่ผลหักล้างกันไปหมด รังสีจะกระทบที่จุด B พฤติกรรมนี้ตรงกับความจริงที่ว่า อิเล็กตอนมีประจุลบ (Chang, R., 2010 : 44)

จากทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้าบอกเราว่า วัตถุที่มีประจุที่กำลังเคลื่อนที่จะมีสมบัติเหมือนแม่เหล็ก และมีปฏิกิริยาต่อสนามแม่เหล็ก และสนามไฟฟ้าที่ผ่านไป เมื่อรังสีแคโทดถูกดูดโดยแผ่นที่มีประจุบวกและผลักโดยแผ่นที่มีประจุลบ ดังภาพที่ 1.4 รังสีนั้นจึงน่าจะประกอบด้วยอนุภาคที่มีประจุลบ (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 37)



ภาพที่ 1.4 แสดงภาพจริงของหลอดรังสีแคโทดและผลของแท่งแม่เหล็กต่อรังสีแคโทด
ที่มา : Chang, R. (2010 : 45)

จากผลการทดลองที่พบอิเล็กตรอน ทอมสันจึงเสนอว่าในอะตอมต้องมีอนุภาคไฟฟ้าบวกด้วย เพราะอะตอมมีสมบัติเป็นกลางทางไฟฟ้า ดังนั้นทอมสันจึงเสนอว่า อะตอมเป็นทรงกลมประกอบด้วยอนุภาคประจุบวก แล้วมีอิเล็กตรอนฝังอยู่ตามที่ต่าง ๆ เต็มไปหมดเพื่อให้สมบัติทางไฟฟ้าเป็นกลาง (ทบวงมหาวิทยาลัย, 2541 : 52) หรือที่เรียกว่าแบบจำลองพลัมพุดดิ้ง (Thomson's plum pudding model) โดยเปรียบ ว่ากลุ่มประจุบวกเป็นเนื้อพุดดิ้ง และลูกพลัมในเนื้อพุดดิ้งคืออิเล็กตรอน (Zumdahl, S. S. and Zumdahl, S. A, 2007 : 48) ดังภาพที่ 1.5

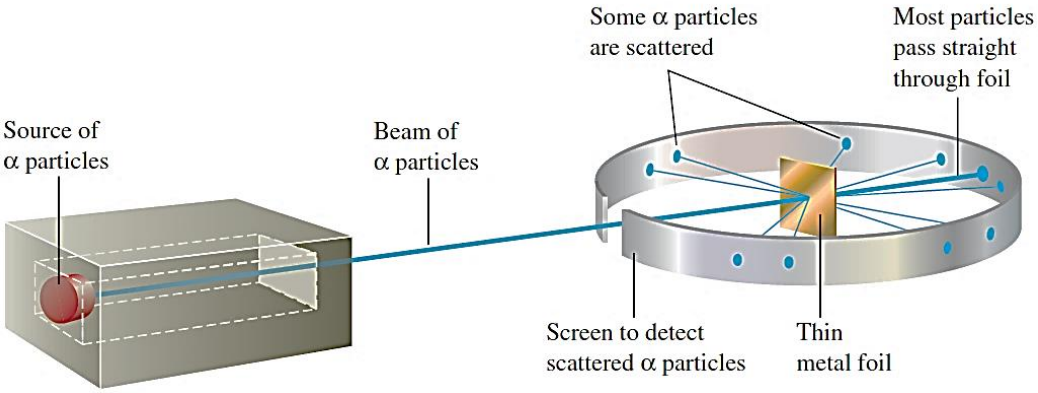


ภาพที่ 1.5 โจเซฟ จอห์น ทอมสัน (1856-1940) และแบบจำลองอะตอมของทอมสัน
ที่มา : Ebbing, D. D. and Gammon, S. D. (2007 : 45) ; Chang, R. (2010 : 46)

ในปี ค.ศ. 1909 อาร์ เอ มิลลิแกน (R.A. Millikan) สามารถหาค่าประจุของอิเล็กตรอนได้มีค่า -1.60×10^{-19} คูลอมบ์ และจากอัตราส่วนประจุต่อมวล เราจึงสามารถคำนวณน้ำหนักของอิเล็กตรอนได้ 9.11×10^{-31} กิโลกรัม ซึ่งปรากฏว่าเบากว่าอะตอมที่เล็กที่สุดคือ ไฮโดรเจนอะตอมถึง $\frac{1}{2000}$ เท่า (ทบวงมหาวิทยาลัย, 2541 : 51)

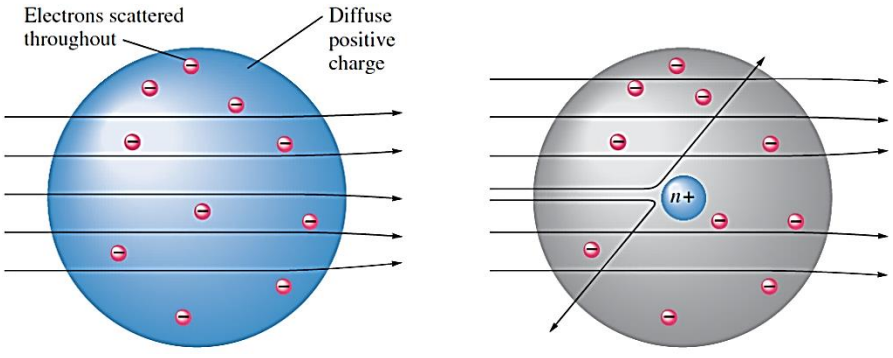
3. แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด (Rutherford's model)

ในปี 1911 แบบจำลองอะตอมของทอมสัน ก็ได้เลิกไป เนื่องจาก อี อาร์ รัทเทอร์ฟอร์ด ทำการทดลองชุดหนึ่ง โดยยิงอนุภาคแอลฟาจากสารกัมมันตรังสี ไปที่แผ่นทองคำบางเป็นเป้า เขาสังเกตเห็นว่าอนุภาคส่วนใหญ่จะทะลุผ่านแผ่นโลหะโดยไม่เบี่ยงเบนเลย เพียงเล็กน้อยนาน ๆ จึงมีอนุภาคที่เบี่ยงทำมุมกว้าง บางครั้งมีอนุภาคที่สะท้อนกลับทางเดิมด้วยซ้ำ ซึ่งเป็นสิ่งที่น่าแปลกใจอย่างยิ่งเพราะในแบบจำลองของทอมสัน ประจุบวกกระจายอยู่ทั่วไปในอะตอม อนุภาคที่มีประจุบวกจึงน่าจะผ่านไปได้โดยไม่เบี่ยงเบน (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 40) ดังภาพที่ 1.6



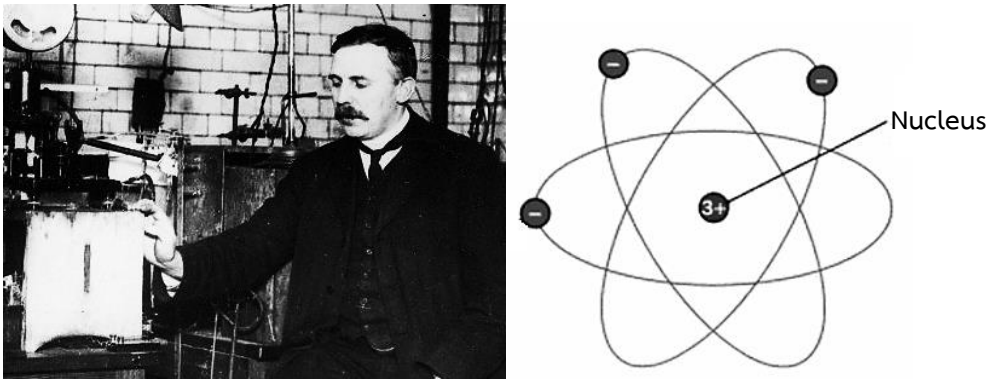
ภาพที่ 1.6 การทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดที่ใช้วัดการกระเจิงของอนุภาคแอลฟาด้วยแผ่นทองคำ
ที่มา : Zumdahl, S. S. and Zumdahl, S. A. (2007 : 49)

เมื่อเปรียบเทียบผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ด กับแบบจำลองอะตอมของทอมสัน พบว่าหากอะตอมเป็นไปตามแบบจำลองอะตอมของทอมสันจริง ผลการทดลองที่ควรจะเป็นคืออนุภาคแอลฟาซึ่งมีประจุบวกควรทะลุผ่านอะตอมได้ทั้งหมดโดยไม่เบี่ยงเบน ดังภาพที่ 1.7



ภาพที่ 1.7 (ซ้าย) ผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดที่ควรเกิดขึ้นเมื่อยิงด้วยอนุภาคแอลฟาผ่านแผ่นทองคำไปยังอะตอมของทอมสัน (ขวา) ผลการทดลองที่เกิดขึ้นจริง
ที่มา : Zumdahl, S. S. and Zumdahl, S. A. (2007 : 49)

แบบจำลองอะตอมของทอมสันใช้ไม่ได้ รัทเทอร์ฟอร์ดจึงเสนอแบบจำลองใหม่ว่า ประจุบวกในอะตอมไม่ได้กระจายตัวปะปนกับอิเล็กตรอนตามทฤษฎีพลัมพุดดิ้ง แต่ประจุบวกของอะตอมทั้งหมดรวมกันอยู่แน่นที่ใจกลางอะตอม ซึ่งเขาเรียกว่า นิวเคลียส (Nucleus) ในระหว่างการทดลองเมื่ออนุภาแอลฟาซึ่งเป็นอนุภาคบวก วิ่งตรงเข้าหานิวเคลียสก็จะมีแรงผลักอย่างแรงที่ทำให้มันสะท้อนกลับในทางเดิม (ทบวงมหาวิทยาลัย, 2541 : 52) ส่วนอิเล็กตรอนที่มีประจุลบจะโคจรรอบนิวเคลียสด้วยความเร็วสูง (เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 9) โดยแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดเป็นดังแสดงในภาพที่ 1.8



ภาพที่ 1.8 เอร์เนสต์ รัทเทอร์ฟอร์ด (1871-1937) และแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด
ที่มา : Zumdahl, S. S. and Zumdahl, S. A. (2007 : 48) ; Ryan, L. (2000 : 9)

อนุภาคในอะตอม (The elementary particles in an atom)

จากการทดลองของนักวิทยาศาสตร์หลายคนได้แสดงให้เห็นแล้วว่า อะตอมยังมีโครงสร้างภายในอีกที่เรียกว่า อนุภาคที่เล็กกว่าอะตอม โดยผลงานวิจัยทำให้ค้นพบ อิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอน

1. อนุภาคที่เล็กกว่าอะตอม (Subatomic particles)

แบบจำลองโครงสร้างอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด ยังทิ้งปัญหาใหญ่ไว้ คือไฮโดรเจนซึ่งเป็นอะตอมที่เล็กที่สุด มีเพียง 1 โปรตอน ฮีเลียมอะตอมมี 2 โปรตอน ดังนั้น อัตราส่วนระหว่างมวลของฮีเลียมอะตอมต่อมวลของไฮโดรเจน อะตอมควรเท่ากับ 2:1 (เพราะว่าอิเล็กตรอนเบากว่าโปรตอนมาก จึงไม่ต้องคิดมวลแต่ในความเป็นจริงอัตราส่วนเท่ากับ 4:1 รัทเทอร์ฟอร์ดและคนอื่น ๆ จึงเสนอว่าจะต้องมีอนุภาคชนิดอื่นอยู่ในนิวเคลียสของอะตอมด้วย เรื่องนี้ เจม แซดวิค เป็นผู้พิสูจน์ในปี ค.ศ. 1932 เมื่อแซดวิคยิงอนุภาคแอลฟา ไปที่แผ่นบางของเบริลเลียม โลหะจะปล่อยรังสีพลังงานสูงคล้ายรังสีแกมมา การทดลองต่อมาแสดงว่า รังสีนั้นประกอบด้วยอนุภาคที่เป็นกลางทางไฟฟ้า มีมวลมากกว่ามวลโปรตอนเล็กน้อยแซดวิคตั้งชื่ออนุภาคนั้นว่า นิวตรอน (Neutron) (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 41)

จึงสามารถอธิบายอัตราส่วนมวลได้ โดยในนิวเคลียสของฮีเลียม มี 2 โปรตอน และ 2 นิวตรอน แต่ในนิวเคลียสของไฮโดรเจนมีเพียง 1 โปรตอนและไม่มีนิวตรอน ดังนั้น อัตราส่วนจึงเป็น 4:1 (Chang, R., 2010 : 48)

สรุปมวลและประจุของอนุภาคทั้งสามชนิดในอะตอมคือ อิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอนดังตารางที่ 1.1

ตารางที่ 1.1 มวลและประจุของอนุภาคในอะตอม

อนุภาค	สัญลักษณ์	มวล (g)	ประจุ (คูลอมบ์)	หน่วยประจุ
โปรตอน	p	1.673×10^{-24}	1.602×10^{-19}	+1
นิวตรอน	n	1.675×10^{-24}	-	0
อิเล็กตรอน	e	9.110×10^{-28}	1.602×10^{-19}	-1

ที่มา : Chang, R. (2010 : 49)

2. สัญลักษณ์ของธาตุ (Atomic symbol)

นภดล ไชยคำ และคณะ (2546 : 41-42) กล่าวว่า อนุภาคในอะตอมช่วยให้เราเข้าใจสมบัติของแต่ละอะตอมดีขึ้น เราระบุชนิดของอะตอมได้จากจำนวนโปรตอนและนิวตรอนในอะตอมนั้น ๆ ซึ่งสามารถเขียนอยู่ในรูปของสัญลักษณ์ของธาตุได้ดังนี้

$$^{A}_{Z}X$$

เมื่อ เลขอะตอม (Z) คือ จำนวนโปรตอนในนิวเคลียสของแต่ละอะตอมของธาตุ

เลขมวล (A) คือ ผลรวมของนิวตรอนและโปรตอนที่มีอยู่ในนิวเคลียสของอะตอมของธาตุ ยกเว้นอะตอมของไฮโดรเจน ซึ่งมี 1 โปรตอนและไม่มีนิวตรอนเลย

ในอะตอมที่เป็นกลาง จำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน ดังนั้น เลขอะตอมจึงบอกจำนวนอิเล็กตรอนในอะตอมด้วย เอกลักษณ์ของอะตอมสามารถบอกได้จากเลขอะตอมเท่านั้น ตัวอย่างเช่น เลขอะตอมของไนโตรเจนเท่ากับ 7 นั้นคือ เลขอะตอมที่เป็นกลางของไนโตรเจนมี 7 โปรตอน และ 7 อิเล็กตรอน นอกจากนี้จำนวนโปรตอนยังบอกชนิดของธาตุ เช่น ทุก ๆ อะตอมในจักวาลนี้ที่มี 7 โปรตอน เรียกว่า “ไนโตรเจน”

ดังนั้น

เลขมวล = จำนวนโปรตอน + จำนวนอิเล็กตรอน

= เลขอะตอม + จำนวนนิวตรอน

จำนวนนิวตรอนในอะตอมจึงเท่ากับผลต่างระหว่างเลขมวลกับเลขอะตอม หรือ (A-Z) ตัวอย่างเช่น เลขมวลของฟลูออรีนเท่ากับ 19 เลขอะตอมเท่ากับ 9 (แสดงว่ามี 9 โปรตอนในนิวเคลียส) ดังนั้น จำนวนนิวตรอนในอะตอมของฟลูออรีนจึงเป็น 19-9 = 10 สังเกตว่าจำนวนทั้งสาม (เลขอะตอม จำนวนนิวตรอน และเลขมวล) ต้องเป็นจำนวนเต็มและมีค่าบวก (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 42)

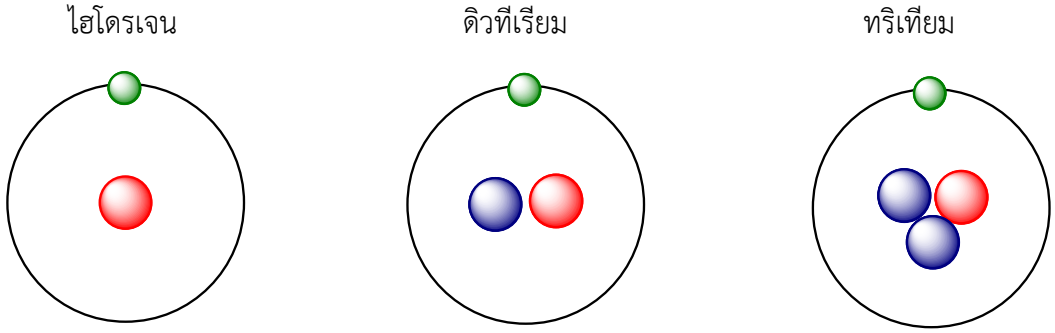
ตัวอย่างที่ 1.1 จงบอกจำนวนโปรตอน นิวตรอน และอิเล็กตรอนของ $^{23}_{11}Na$ และ $^{16}_{8}O$

วิธีทำ

Na มีเลขมวล		=	23
มีจำนวนโปรตอน		=	11
มีจำนวนอิเล็กตรอน	= จำนวนโปรตอน	=	11
มีจำนวนนิวตรอน	= 23 – 11	=	12
O มีเลขมวล		=	16
มีจำนวนโปรตอน		=	8
มีจำนวนอิเล็กตรอน	= จำนวนโปรตอน	=	8
มีจำนวนนิวตรอน	= 16 - 8	=	8

3. ไอโซโทป (Isotope)

ไอโซโทป คือ อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันที่มีจำนวนนิวตรอนต่างกัน (Ryan, L., 2000 : 20) ดังตัวอย่างของไอโซโทปของไฮโดรเจนในภาพที่ 1.9



	ไฮโดรเจน	ดิวทีเรียม	ทริเทียม
โปรตรอน	1	1	1
นิวตรอน	0	1	2
สัญลักษณ์	$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$

ภาพที่ 1.9 ตัวอย่างของไอโซโทปของไฮโดรเจน
ที่มา : Ryan, L. and Norris, R. (2014 : 29)

นภดล ไชยคำ และคณะ (2546 : 42) ยกตัวอย่างหนึ่งของไอโซโทปคือ ไอโซโทป 2 ชนิด ของยูเรเนียม ที่มีเลขมวล 235 และ 238 ตามลำดับ

$$^{235}_{92}U \quad \text{และ} \quad ^{238}_{92}U$$

ไอโซโทปชนิดแรกใช้เตาปฏิกรณ์ปรมาณูและระเบิดปรมาณู ส่วนไอโซโทปที่สองขาดสมบัติที่จะนำมาใช้เช่นนี้ ถ้าไม่นับไฮโดรเจนแล้ว เราระบุเอกลักษณ์ของไอโซโทปของธาตุได้ด้วยมวล ดังนั้น ไอโซโทปของยูเรเนียมจึงเรียกว่า ยูเรเนียม-235 (อ่านว่า ยูเรเนียม สองร้อยสามสิบห้า) และ ยูเรเนียม-238 (อ่านว่า ยูเรเนียม สองร้อยสามสิบแปด)

สมบัติทางเคมีของธาตุถูกกำหนดโดยโปรตอนและอิเล็กตรอนในอะตอม นิวตรอนไม่มีส่วนเกี่ยวข้องในการเปลี่ยนแปลงทางเคมีตามปกติ ดังนั้น ไอโซโทปของธาตุเดียวกันจึงมีสมบัติทางเคมีเหมือนกัน เกิดสารประกอบประเภทเดียวกัน และมีความไวต่อปฏิกิริยาทำนองเดียวกัน (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 43)

โครงสร้างอะตอมตามทฤษฎีของโบร์ (Bohr's theory of the atomic model)

หลังจากที่รัทเทอร์ฟอร์ดเสนอทฤษฎีโครงสร้างอะตอมไม่กี่ปี แบบจำลองก็ได้ถูกปรับปรุงให้ดีขึ้น โดยในปี 1913 นีล โบร์ (Niels Bohr) ได้พยายามอธิบายปรากฏการณ์เกิดสเปกตรัมของอะตอม ซึ่งจะกล่าวโดยละเอียดในหัวข้อต่อไป (เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 10)

1. สเปกตรัมการเปล่งแสง (Emission spectra)

ตั้งแต่ศตวรรษที่ 17 เมื่อนิวตันแสดงให้เห็นว่า แสงอาทิตย์ประกอบด้วยแสงที่มีสีต่าง ๆ ซึ่งสามารถกลับและกลายมาเป็นแสงขาวได้นั้น นักเคมีและนักฟิสิกส์ได้ศึกษาลักษณะเฉพาะของสเปกตรัมการเปล่งแสง นอกจากนี้งานของไอน์สไตน์เกี่ยวกับปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก จากการใช้ทฤษฎีควอนตัมของการแผ่รังสีของ มักซ์ พลังค์ (Max Planck) เป็นจุดเริ่มต้น ให้ไอสน์สไตน์ สรุปว่าไม่ควรคิดว่าแสงเป็นเหมือนคลื่น แต่แสงน่าจะเหมือนสายธารของอนุภาค อนุภาคของแสงเรียกว่าโฟตอน (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 304) และแต่ละโฟตอนต้องมีพลังงาน E ซึ่งเป็นไปตามสมการ (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 34)

$$E = h\nu$$

E คือ พลังงาน (J)

h คือ ค่าคงที่ของพลังค์ (6.625×10^{-34} J·s)

ν คือ ความถี่ของแสง (Hz, s^{-1})

จาก $\nu = \frac{c}{\lambda}$

c คือ ความเร็วของแสงมีค่า 3.0×10^{8} ($m\ s^{-1}$)

λ คือ ความยาวคลื่น

จะได้ $E = \frac{hc}{\lambda}$

ตัวอย่างที่ 1.2 โฟตอนของแสงมีความยาวคลื่น 4.8×10^{5} m จงคำนวณหาพลังงานของโฟตอน

วิธีทำ

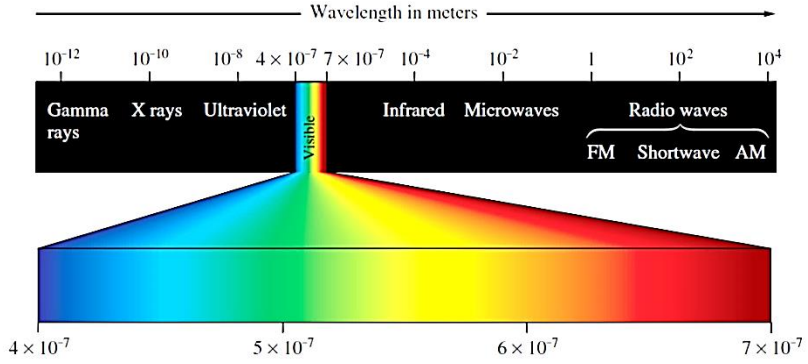
$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$= \frac{(6.625 \times 10^{-34}\ J)(3 \times 10^{8}\ ms^{-1})}{(4.8 \times 10^{5}\ m)}$$

$$= 4.14 \times 10^{-31}\ J$$

จากข้อมูลข้างต้นให้นักวิทยาศาสตร์สมัยนั้นยอมรับความคิดที่ว่าแสงมีคุณสมบัติทั้งอนุภาคและคลื่น ซึ่งได้กรุยทางไปสู่การแก้ปัญหาอีกหลายประการ หนึ่งในนั้นคือ สเปกตรัมการเปล่งแสงของอะตอม (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 305)

การเปล่งแสงของสารได้จากการให้พลังงานแก่สารนั้นซึ่งอาจเป็นพลังงานความร้อนหรือพลังงานรูปอื่น การเปล่งแสงของสารในรูปของแข็งจะมีลักษณะคล้ายกับการเปล่งแสงของดวงอาทิตย์ คือ สเปกตรัมการเปล่งแสงของทั้งคู่มีลักษณะต่อเนื่อง นั่นคือความยาวคลื่นแสงทั้งหมดปรากฏอยู่ในสเปกตรัม ช่วงที่มองเห็นของสเปกตรัมแสงจากดวงอาทิตย์แสดงในภาพที่ 1.10

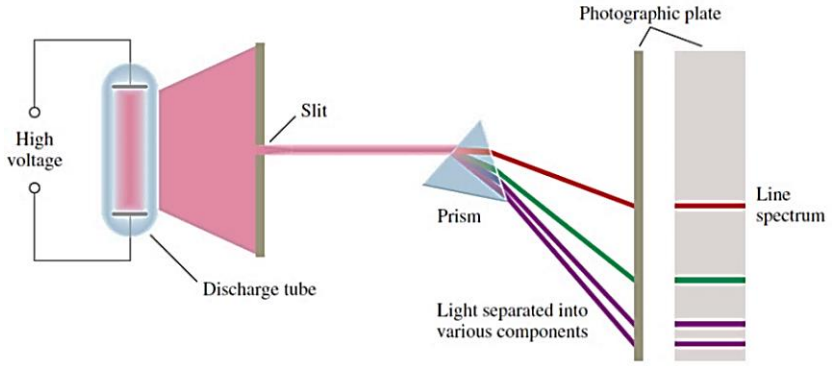


ภาพที่ 1.10 ชนิดของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้า ช่วงหนึ่งคือแสงที่เห็นได้อยู่ในช่วง 400 nm (ม่วง) ถึง 700 nm (แดง)

ที่มา : Zumdahl, S. S. and Zumdahl, S. A (2007 : 276)

แต่สเปกตรัมของอะตอมในสถานะแก๊สไม่ได้มีลักษณะต่อเนื่องจากแดงถึงม่วง แต่อะตอมจะเปล่งแสงที่มีความยาวคลื่นเฉพาะบางค่าเท่านั้น ปรากฏเป็นเส้นสีเข้ม ๆ ที่ ตำแหน่งต่าง ๆ ในช่วงความยามคลื่นของแสงขาว สเปกตรัมเช่นนี้เรียกว่า สเปกตรัมเส้น (Line spectrum) (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 307) และเราเรียกปรากฏการณ์นี้ว่า ควอนไตเซชัน (Quantization) (สุนันทา เฮงรัศมี, 2530 : 7)

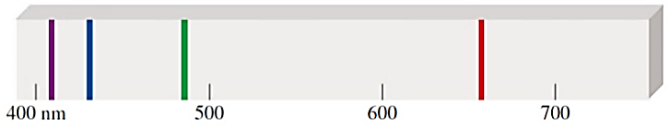
โดยมีการทดลองเพื่อศึกษาสเปกตรัมเปล่งแสงของอะตอม ซึ่งนำแก๊สบรรจุในหลอดปล่อยประจุ ที่ภายในมี 2 ขั้ว เมื่ออิเล็กตรอนเคลื่อนที่จากขั้วลบไปยังขั้วบวกจะเกิดการชนกับแก๊ส กระบวนการชนนี้จะนำไปสู่การเปล่งแสงของอะตอมในที่สุด แสงที่เปล่งออกมาจะผ่านปริซึมทำให้แสงแยกเป็นองค์ประกอบต่าง ๆ ได้ ดังภาพที่ 1.11



ภาพที่ 1.11 การจัดการทดลองเพื่อศึกษาสเปกตรัมเปล่งแสงของอะตอม
ที่มา : Chang, R. (2010 : 283)

2. สเปกตรัมการเปล่งแสงของไฮโดรเจนอะตอม (The line emission spectrum of hydrogen atoms)

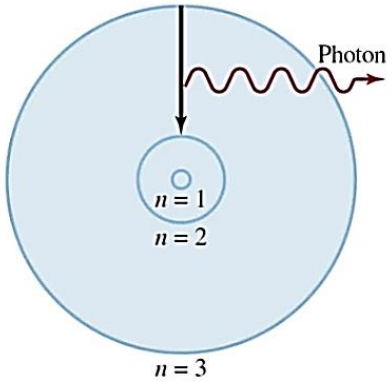
นักวิทยาศาสตร์ใช้ธาตุไฮโดรเจนซึ่งมีเพียงอิเล็กตรอนเดียวเป็นตัวอย่างในการศึกษาการเปล่งแสงดังแสดงในรูปที่ 1.12



ภาพที่ 1.12 สเปกตรัมเปล่งแสงแบบเส้นของไฮโดรเจนอะตอม
ที่มา : Chang, R. (2010 : 283)

หลังการค้นพบของพลังค์และไอน์สไตน์ไม่นานนัก ในปี ค.ศ. 1931 นีล โบร์ ได้เสนอคำอธิบายทางทฤษฎีสำหรับสเปกตรัมเปล่งแสงไฮโดรเจน โดยเสนอว่าอิเล็กตรอนต่าง ๆ ในอะตอม

จะมีค่าพลังงานที่คงที่แน่นอนค่าหนึ่ง เมื่อถูกกระตุ้น อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่ขึ้นหรือกระโดดไปอยู่ในชั้นที่มีระดับพลังงานสูงกว่าเดิม และจะตกลงมาพร้อมกับปล่อยพลังงานออกมาซึ่งมีค่าเท่ากับผลต่างของระดับพลังงานทั้งสอง (เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 10) ดังภาพที่ 1.13



ภาพที่ 1.13 กระบวนการเปล่งแสงของไฮโดรเจนอะตอม
ที่มา : Chang, R. (2010 : 283)

ตามทฤษฎีของโบร์ อิเล็กตรอนเดินอยู่ในวงโคจรที่ระดับพลังงานสูง (n=3) ตกลงมาอยู่ในระดับพลังงานที่ต่ำกว่า (n=2) ผลก็คือโฟตอนพลังงาน (h ν) ก็จะถูกปล่อยออกมา พลังงานปลดปล่อยออกมาจะเท่าผลต่างของพลังงานสองวงโคจร (n=3 และ n=2) (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 308)

ระดับพลังงาน n=1 เป็นระดับชั้นพลังงานต่ำสุดซึ่งหมายความว่าเป็นวงโคจรที่เสถียรมากที่สุด เรียกพลังงานของอิเล็กตรอนที่ค่าต่ำสุดนี้ว่า พลังงานในสถานะพื้น (Ground state) เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนจะดูดกลืนพลังงานไว้ ทำให้อิเล็กตรอนถูกกระตุ้นและเคลื่อนย้ายไปสู่ระดับพลังงานที่สูงกว่า n=2 หรือ 3 เรียกว่า สถานะกระตุ้น (Excited state) ที่สถานะกระตุ้นนี้อิเล็กตรอนจะไม่เสถียรเนื่องจากมีพลังงานสูง อิเล็กตรอนพยายามปรับตัวกลับคืนสู่สถานะพื้น โดยการคายพลังงานออกมาส่วนหนึ่งเพื่อลดพลังงานลง แล้วกลับสู่ระดับพลังงานที่ต่ำกว่า พลังงานส่วนใหญ่ที่คายออกมาจะปรากฏในรูปพลังงานแสง หรือในรูปของโฟตอนที่กล่าวไปข้างต้น (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 309)

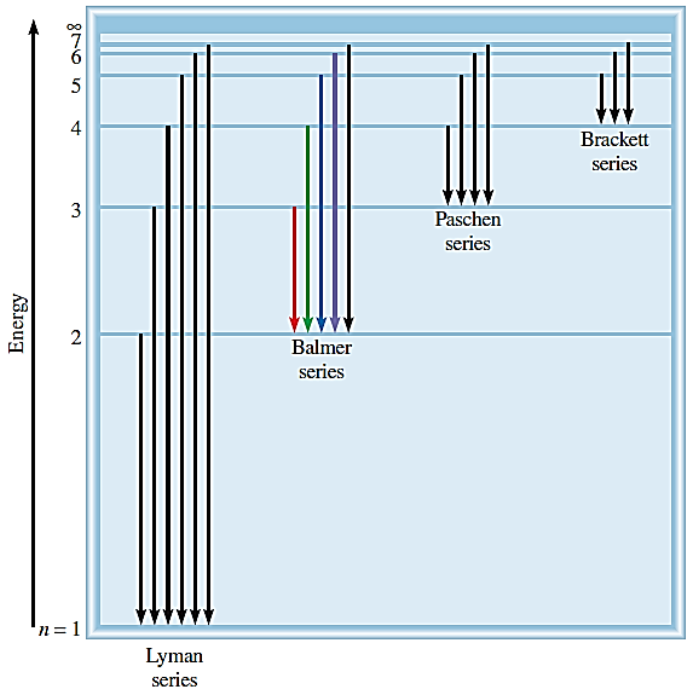
สเปกตรัมของไฮโดรเจนครอบคลุมช่วงความยาวกว้างจากอินฟาเรดถึงอัลตราไวโอเลต ซึ่งเกิดจากการเปลี่ยนสถานะจากระดับชั้นพลังงานต่าง ๆ ดังแสดงในตารางที่ 1.2

ตารางที่ 1.2 อนุกรมต่าง ๆ ในสเปกตรัมการเปล่งแสงของไฮโดรเจนอะตอม

อนุกรม	ระดับพลังงานเริ่มต้น	ระดับพลังงานสุดท้าย	ช่วงของสเปกตรัม
ไลแมน	1	2, 3, 4,...	อัลตราไวโอเลต
บัลเมอร์	2	3, 4, 5,...	แสงที่มองเห็นและอัลตราไวโอเลต
ปาสเชน	3	4, 5, 6,...	อินฟาเรด
แบรคเคตต์	4	5, 6, 7,...	อินฟาเรด

ที่มา : Chang, R. (2010 : 286)

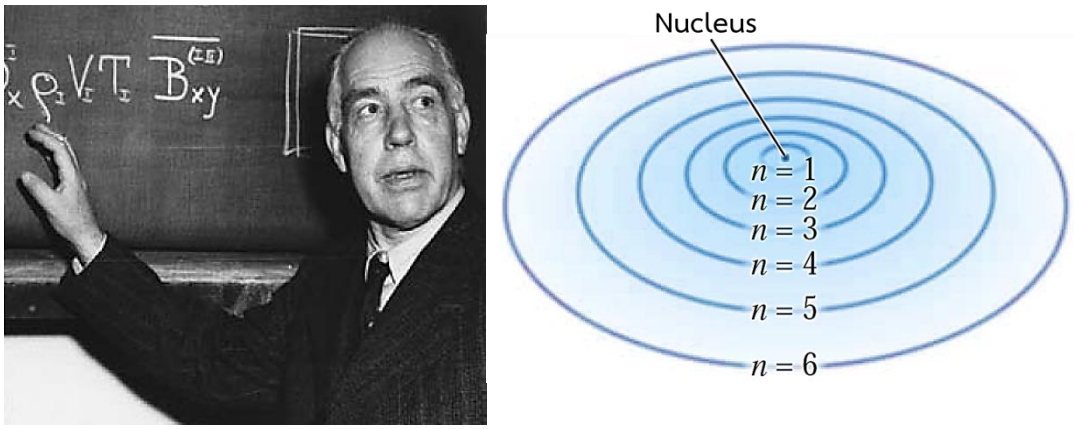
อนุกรมที่สอดคล้องกับสเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอม ซึ่งเรียกชื่อตามผู้ค้นพบ และภาพแสดงการเกิดอนุกรมดังภาพที่ 1.14



ภาพที่ 1.14 อนุกรมที่สอดคล้องกับสเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอม
ที่มา : Chang, R. (2010 : 286)

3. แบบจำลองอะตอมของโบร์ (Bohr's model)

จากสเปกตรัมการเปล่งแสงของไฮโดรเจนอะตอม ดังนั้นในปี ค.ศ. 1931 แบบจำลองอะตอมใหม่ของโบร์จึงเกิดขึ้น โดยโบร์เสนอว่าอิเล็กตรอนจะโคจรอยู่ในระดับพลังงานของมันเองที่มีค่าที่แน่นอน เรียกว่า เชลล์ หรือระดับชั้น (Shell) ดังภาพที่ 1.15



ภาพที่ 1.15 นีล โบร์ (1885–1962) และแบบจำลองอะตอมของโบร์
ที่มา : Ebbing, D. D. and Gammon, S. D. (2007: 271) ; Bauer, R. C., Birk. J. P. and Marks, P.S. (2013 : 252)

โครงสร้างอะตอมตามทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม (Quantum mechanics of the atomic model)

โครงสร้างอะตอมตามทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม นับว่าเป็นแบบจำลองอะตอมสมัยใหม่ (The modern model of the atom) โดยนักวิทยาศาสตร์ชาวออสเตรีย แอร์วิน ชเรอดิงเงอร์ (Erwin Schrödinger) ใช้สมการทางคณิตศาสตร์ในการทำนายรูปร่างของอะตอม ซึ่งให้แบบจำลองอะตอมคล้ายกับแบบจำลองอะตอมของโบร์ (Bauer, R. C., Birk. J. P. and Marks, P.S., 2013 : 255) โดยมีรายละเอียดดังนี้

1. กลศาสตร์ควอนตัม (Quantum mechanics)

หลังจากในปี ค.ศ. 1924 หลุยส์ เดอ บรอยล์ นักฟิสิกส์ชาวฝรั่งเศส ได้เสนอสมมติฐานว่าอนุภาคก็สามารถแสดงสมบัติของคลื่นได้ นักฟิสิกส์หลายคนจึงพยายามใช้สมมติฐานนี้สร้างทฤษฎีเพื่ออธิบายปรากฏการณ์ต่าง ๆ ในอะตอม (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 312) เนื่องจากแนวทางของโบร์ไม่สามารถอธิบายการเกิดสเปกตรัมการเปล่งแสงของอะตอมที่มีมากกว่า 1 อิเล็กตรอน

จนปี ค.ศ. 1926 เป็นยุคใหม่ของฟิสิกส์และเคมี เนื่องจากนักฟิสิกส์ได้สร้างวิชาที่เรียกว่า กลศาสตร์ควอนตัม (Quantum mechanics) หรือกลศาสตร์คลื่น (Wave mechanics) ขึ้น เพื่อใช้ศึกษาธรรมชาติในระดับอะตอมได้อย่างถูกต้อง กลศาสตร์ควอนตัมปรากฏขึ้น 2 ลักษณะ เพราะใช้วิธีคณิตศาสตร์ต่างกัน แบบหนึ่งเป็นของนัก แอร์วิน ชเรอดิงเงอร์ และอีกแบบหนึ่งเป็นของนักฟิสิกส์ชาวเยอรมันชื่อ แวร์เนอร์ ไฮเซนเบิร์ก (Werner Karl Heisenberg) ต่อมาชเรอดิงเงอร์ได้พิสูจน์ว่ารูปแบบทั้งสองนั้นให้ผลเหมือนกันเช่นเดียวกัน และวิธีการของชเรอดิงเงอร์มีความสัมพันธ์อย่างใกล้ชิดกับสมมติฐานของ เดอบรอยล์ และเป็นแบบที่เข้าใจง่ายกว่ากลศาสตร์เมทริกซ์ของไฮเซนเบิร์ก ซึ่งต่อมาทฤษฎีใหม่ทั้งหลายที่เกี่ยวกับอะตอมและโมเลกุลก็ได้อาศัยแบบโครงสร้างของชเรอดิงเงอร์เป็นรากฐาน (กฤษณา ชุติมา 2556 : 47) ซึ่งจะกล่าวถึงต่อไป

2. หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนบิร์ก (Heisenderg uncertainty principle)

จากการค้นพบว่าอิเล็กตรอนเป็นเสมือนคลื่น ปัญหาที่ตามมาคือ จะระบุตำแหน่งของคลื่นได้อย่างไร หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก กล่าวไว้ว่า เป็นไปไม่ได้ที่จะทราบค่าที่แน่นอนของโมเมนตัน (p=ผลคูณของมวลกับความเร็ว) และตำแหน่งของอนุภาค (x) พร้อม ๆ กัน Chang, R., 2010 : 293)

$$\Delta x \Delta p \quad \geq \quad \frac{h}{4\pi}$$

เมื่อ Δx และ Δp เป็นความไม่แน่นอนในการวัดตำแหน่งและโมเมนตัมตามลำดับ สมการบอกว่า ถ้าเราทำการวัดโมเมนตัมของอนุภาคได้อย่างละเอียดแม่นยำมากขึ้น (นั่นคือถ้าราทำให้ Δp มีค่าน้อย) จะให้ความรู้เกี่ยวกับตำแหน่งของอนุภาคนั้นมีความแม่นยำน้อยลง (นั่นคือ Δx จะมีค่ามากขึ้น) (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 319)

เมื่อนำหลักความไม่แน่นอนของไฮเซนบิร์กใช้กับอะตอมของไฮโดรเจน เราไม่สามารถระบุได้ว่าอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสของอะตอมนั้นอยู่ที่ใดได้แน่นอน หรือเคลื่อนที่ในลักษณะใดได้อีกต่อไป เช่น ถ้าวัดตำแหน่งของอิเล็กตรอนได้ถูกต้อง โมเมนตัมของอิเล็กตรอนที่หาได้ย่อมห่างไกลความเป็นจริงมากขึ้น ดังนั้นเราจึงบอกได้แต่เพียงโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอน ณ ที่ต่าง ๆ ว่าเป็นเท่าใดเท่านั้น (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 46)

3. การใช้สมการชเรอดิงเงอร์กับไฮโดรเจนอะตอม (The Schrödinger equation description of the hydrogen atom)

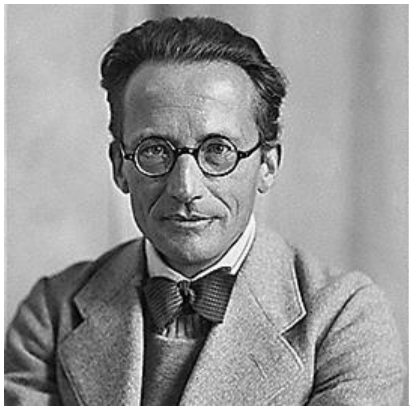
ชเรอดิงเงอร์ สมมติว่า อิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นคลื่นและการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนก็เป็นไปอย่างคลื่น ชเรอดิงเงอร์ตั้งสมการเชิงอนุพันธ์ขึ้น ซึ่งเรียกว่าสมการคลื่น ดังตัวอย่าง (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 47)

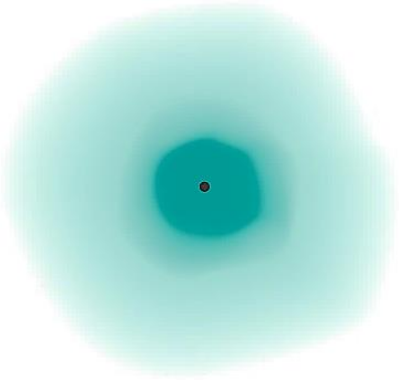
$$\left(\frac{d^2\psi}{dx^2}+\frac{d^2\psi}{dy^2}+\frac{d^2\psi}{dz^2}\right)+\frac{8\pi^2 m}{h^2}(E-V)\psi \;=\; 0$$

การแก้สมการชเรอดิงเงอร์ ต้องใช้หลักแคลคูลัสขั้นสูงซึ่งเราจะไม่กล่าวถึงในที่นี้ แต่เมื่อใช้สมการชเรอดิงเงอร์กับไฮโดรเจนอะตอม จะได้ข้อมูลที่เป็นปะโยชน์ 2 ส่วนคือ พลังงานที่เป็นไปได้ของอิเล็กตรอน และฟังชันคลื่น ψ (อ่านว่าไซ) ซึ่งทั้งสองอย่างถูกระบุด้วยเลขควอนตัมชุดหนึ่ง เมื่อเราทราบค่าและพลังงานก็จะสามารถคำนวณ ψ^2 และสร้างแบบจำลองอะตอมของไฮโดรเจนอะตอมได้ชัดเจนพอสมควร

แม้ว่ากลศาสตร์ควอนตัมจะไม่สามารถบอกตำแหน่งที่แน่นอนของอิเล็กตรอนในอะตอมได้ แต่ก็บอกได้ว่า ณ เวลาหนึ่ง อิเล็กตรอนอยู่บริเวณใด ทำให้มีการจินตนาการภาพโอกาสการค้นพบอิเล็กตรอนรอบอะตอม เหมือนกลุ่มหมอกห่อหุ้มนิวเคลียสอยู่ หากโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอน ณ ที่ใด

มากที่นั้นจะมีกลุ่มหมอกหนาแน่น โดย บริเวณที่มีการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนเรียกว่า ออร์บิทัล (Orbital) (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 320) ซึ่งรูปแบบจำลองการกระจายตัวของอิเล็กตรอนตามทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัมเป็นดังภาพที่ 1.16 โดยการกระจายตัวของอิเล็กตรอนแสดงถึงโอกาสที่พบอิเล็กตรอนสูงขึ้นรอบ ๆ นิวเคลียส





ภาพที่ 1.16 แอร์วิน ชเรอดิงเงอร์ (1887-1961) และแบบจำลองอะตอมตามทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม
ที่มา : Ebbing, D. D. and Gammon, S. D.. (2007: 271) ; Chang, R. (2010 : 294)

4. เลขควอนตัม (Quantum numbers)

เลขควอนตัมที่ได้จากการแก้สมการคลื่นเป็นเลขจำนวนเต็มซึ่งกำหนดรูปร่างและพลังงานของออร์บิทัลนั้น มี 3 ชนิด คือ n, l และ m_l และมีเลขควอนตัมอีกชนิดหนึ่งที่ไม่เป็นจำนวนเต็ม คือ m_s ซึ่งเกี่ยวข้องกับสมบัติการหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอน

4.1 เลขควอนตัมหลัก (Principle quantum number)

เลขควอนตัมหลัก (n) มีค่า 1, 2, 3, ..., ∞ เลขควอนตัมหลัก บอกให้ทราบระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอน เมื่อ n มีค่ามากขึ้น ออร์บิทัลจะมีขนาดใหญ่ และขยายตัวออกจากนิวเคลียสมากขึ้น ตำแหน่งของอิเล็กตรอนจะอยู่ห่างจากนิวเคลียส และมีพลังงานสูงขึ้น (กฤษณา ชุติมา 2556 : 50)

4.2 เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number)

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (l) บอกรูปร่างของออร์บิทัล และบอกให้ทราบระดับพลังงานย่อยของระดับพลังงานหลัก n แต่ละระดับพลังงานหลัก n จะมีระดับพลังงานย่อยซึ่งเป็นระดับพลังงานของออร์บิทัลที่มีรูปร่างหรือชนิดต่าง ๆ กัน ซึ่งบอกด้วยเลขควอนตัม l ค่า l ขึ้นกับค่า n มีค่า 0, 1, 2 , ..., n -1 ซึ่งมีจำนวน n ค่า ซึ่งแสดง ดังตารางที่ 1.3 เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม บางครั้งเรียก เลขควอนตัมแอซิมูทัล (Azimuthal quantum number) (สมพงศ์ จันทร์โพธิ์ศรี,2557 : 48)

ตารางที่ 1.3 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างเลขควอนตัมหลักและเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

n	l		l	ชนิดของออร์บิทัล
1	0	(1 ค่า)	0	s
2	0, 1	(2 ค่า)	1	p
3	0, 1, 2	(3 ค่า)	2	d
4	0, 1, 2, 3	(4 ค่า)	3	f

ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 297)

จะเห็นว่าออร์บิทัลชนิดเดียวกัน (ค่า l เดียวกัน) อาจอยู่ที่ระดับพลังงานหลัก n ต่างกัน n เขียนระดับพลังงานหลักกำกับไว้ (กฤษณา ชุติมา 2556 : 50)

ดังนั้น ในระดับ n = 1 มีออร์บิทัล 1s
ในระดับ n = 2 มีออร์บิทัล 2s 2p
ในระดับ n = 3 มีออร์บิทัล 3s 3p 3d
ในระดับ n = 4 มีออร์บิทัล 4s 4p 4d 4f

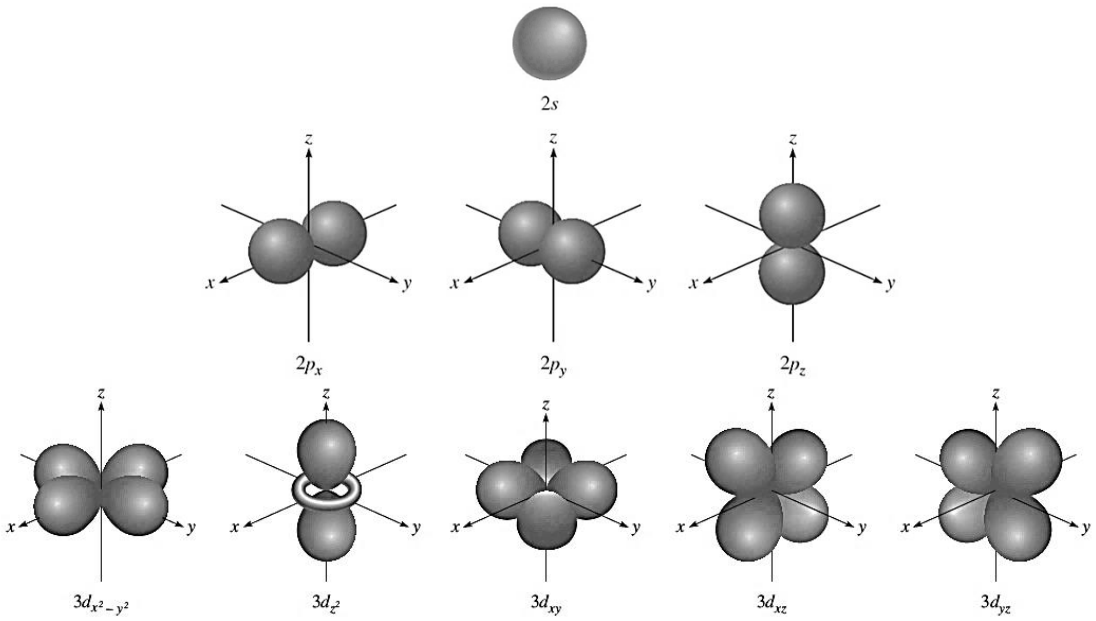
4.3 เลขควอนตัมแม่เหล็ก (magnetic quantum number)

เลขควอนตัมแม่เหล็ก (m_l) บอกถึงแนวทางการจัดตัวของออร์บิทัลในปริภูมิ ออร์บิทัลที่มีค่า l > 0 (ออร์บิทัล p, d, f) จะมีจำนวนออร์บิทัลมากกว่า 1 ออร์บิทัล ออร์บิทัลเหล่านี้จะมีรูปร่างเหมือนกัน แต่ทิศทางต่างกัน เป็นผลให้เกิดค่า ml ที่ต่างกัน (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 322)

ค่า ml จะขึ้นกับค่า l มีค่า +l, ... , -l จำนวน 2l + 1 ค่า ดังนี้ -l, (-l+1), ... , 0, ... , (-l+1), +l

เมื่อ l = 0 คือ s ออร์บิทัล จะมีค่า m_l = 0 จำนวน 1 ค่า
เมื่อ l = 1 คือ p ออร์บิทัล จะมีค่า m_l = -1, 0, +1 จำนวน 3 ค่า
เมื่อ l = 2 คือ d ออร์บิทัล จะมีค่า m_l = -2, -1, 0, +1, +2 จำนวน 5 ค่า
เมื่อ l = 3 คือ f ออร์บิทัล จะมีค่า m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 จำนวน 7 ค่า

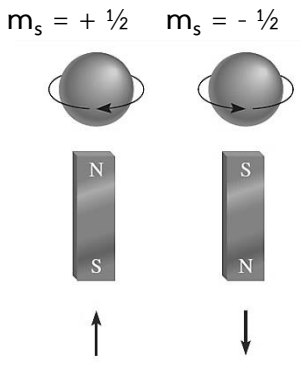
กล่าวโดยสรุปสำหรับเลขควอนตัมทั้ง 3 ชนิดนี้ ลองพิจารณาสภาพที่เรามีค่า n=2 และมีค่า l=1 ค่า n บ่งบอกว่าเราว่าระดับพลังงานของออร์บิทัลที่ 2 ส่วน l บอกว่าเรามีชั้นย่อย 2p (หรือ 2p ออร์บิทัล) และในชั้นย่อยนี้เรามี 2p ออร์บิทัล จำนวน 3 ออร์บิทัล เนื่องจากมี m_l 3 ค่า ได้แก่ -1, 0 และ 1 (Chang, R., 2010 : 295) นอกจากนี้รูปร่างของออร์บิทัลแต่ละชนิดเป็นดังแสดงในภาพที่ 1.17



ภาพที่ 1.17 แผนภาพพื้นผิวขอบเขตของ 2s 2p และ 3d ออร์บิทัล
ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 298-299)

4.4 เลขควอนตัมสปิน (spin quantum number)

เลขควอนตัมสปิน (ms) เป็นผลจากการทดลองเกี่ยวกับสเปกตรัมการเปล่งแสงของไฮโดรเจน นอกจากอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสแล้ว อิเล็กตรอนยังหมุนรอบตัวเองด้วย การหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอนมี 2 แบบ แสดงการหมุนรอบตัวเอง (สปิน) ของอิเล็กตรอน โดยมีการหมุนแบบตามเข็มนาฬิกา (หมุนขึ้น, Spin up) และหมุนทวนเข็มเข็มนาฬิกา (หมุนลง, spin down) มีเลขควอนตัมสปิน + ½ และ - ½ ตามลำดับ (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 323) ดังภาพที่ 1.18



ภาพที่ 1.18 แสดงการหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอน
ที่มา : Chang, R. (2010 : 296)

เลขควอนตัมทั้ง 4 ซึ่งได้แก่ n l m_l และ m_s ช่วยให้เราระบุได้อิเล็กตรอนแต่ละอิเล็กตรอนอยู่ในออร์บิทัลใด เช่น เลขควอนตัมทั้งสี่ของอิเล็กตรอน ใน 1s ออร์บิทัล ได้แก่ n=1 l=0 m_l=0 และ m_s=+½ หรือ - ½ แต่ในทางปฏิบัติการเขียนเลขควอนตัมทั้งหมดไม่สะดวกนัก เรานิยมเขียนสัญลักษณ์แทนเลขควอนตัมต่าง ๆ เป็น (n, l, m_l, m_s) ในตัวอย่างข้างต้นสามารถเขียนได้เป็น (1, 0, 0, +½) หรือ (1, 0, 0, -½) (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 328)

ตัวอย่างที่ 1.3 จงเขียนเลขควอนตัมทั้งสี่ของอิเล็กตรอนทุกตัวที่อยู่ใน 3p ออร์บิทัล

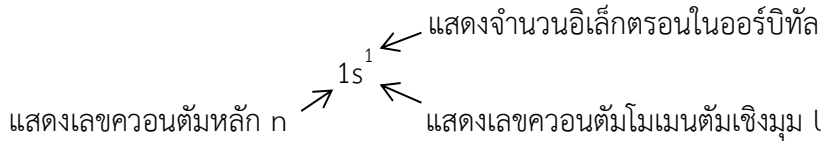
วิธีทำ เราทราบว่าเลขควอนตัมหลัก n=3 เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม l=1 เนื่องจากเป็น p ออร์บิทัล เมื่อ l=1 จะมี m_l ได้สามค่า คือ -1, 0, 1

ดังนั้นเลขควอนตัมทั้งสี่ คือ

(3, 1, -1, +½)
(3, 1, -1, -½)
(3, 1, 0, +½)
(3, 1, 0, -½)
(3, 1, 1, +½)
(3, 1, 1, -½)

การจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอม

การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมบอกถึงการกระจายตัวของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลอะตอมต่าง ๆ กฎเกณฑ์เบื้องต้นในการจัดเรียงอิเล็กตรอนคือ อะตอมที่เป็นกลางจำนวนอิเล็กตรอนจะเท่ากับเลขอะตอมเสมอ ยกตัวอย่างไฮโดรเจนอะตอม $^{2}_{1}H$ มีอิเล็กตรอน 1 ตัวเท่ากับเลขอะตอมซึ่งสามารถเขียนการจัดเรียงเล็กตอนเป็น $1s^1$ (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 329)



จากการจัดเรียงอิเล็กตรอนของไฮโดรเจนอะตอมเป็น $1s^1$ มีที่มาจากการใช้หลักการและทฤษฎีหลายข้อ ได้แก่ พลังงานของออร์บิทัล หลักการกีดกันของเพาลี และกฎของฮุนด์ แต่เราจำเป็นต้องรู้กฎทั่วไปในการจัดเรียงอิเล็กตรอนซึ่งได้แก่ (เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 14)

1. อิเล็กตรอนจะถูกบรรจุในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดก่อนเสมอ

2. อิเล็กตรอนจะถูกบรรจุทีละ 1 ตัวลงในออร์บิทัลที่ว่างจนซับเชลล์นั้นถูกบรรจุแบบครึ่ง (Half fill) จากนั้นจึงเริ่มจับตัวกันเป็นคู่ ซึ่งจะกล่าวโดยละเอียดในหัวข้อถัดไป

การเขียนแสดงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล เขียนได้ 2 แบบดังนี้

แบบที่ 1 $1s^2$ หมายความว่า มี 2 อิเล็กตรอน ในออร์บิทัล 1s

$3p^4$ หมายความว่า มี 4 อิเล็กตรอน ในออร์บิทัล 3p

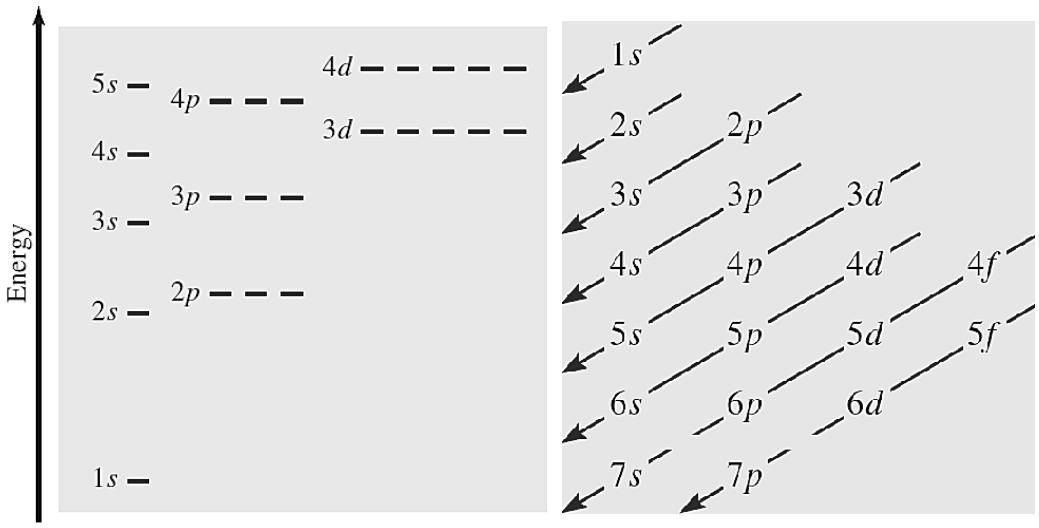
แบบที่ 2 เขียนออร์บิทัลเป็นรูป ☐ หรือ O หรือ ⎯

เขียนอิเล็กตรอนเป็นลูกศร ↑ หรือ ↿ = หมุนขึ้น

เขียนอิเล็กตรอนเป็นลูกศร ↓ หรือ ⇂ = หมุนลง

1. พลังงานของออร์บิทัล (The energies of orbitals)

พลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอมไม่ได้ขึ้นอยู่กับเลขควอนตัมหลัก n เพียงอย่างเดียว แต่ขึ้นกับเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม l ด้วย สำหรับอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอน ระดับพลังงานของ 3d จะใกล้เคียงกับ 4s มาก ซึ่งอิเล็กตรอนจะถูกบรรจุในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดก่อน (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 328) โดยลำดับระดับพลังงานของออร์บิทัลแสดงในภาพที่ 1.19



ภาพที่ 1.19 (ซ้าย) ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีหลายอิเล็กตรอน
(ขวา) ลำดับการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลกรณีอะตอมที่มีอิเล็กตรอนหลายตัว
ที่มา : Chang, R. (2010 : 328)

2. หลักการกีดกันของเพาลี (The Pauli exclusion principle)

หลักการกีดกันของเพาลี กล่าวว่า ในอะตอมหนึ่ง ๆ ไม่มีอิเล็กตรอนคู่ใดมีเลขควอนตัมทั้งสี่เหมือนกัน (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 330)

พิจารณาอิเล็กตรอนในออร์บิทัล 1s เดียวกัน

	n	l	m_l	m_s
อิเล็กตรอนตัวที่หนึ่ง	1	0	0	+ ½
อิเล็กตรอนตัวที่สอง	1	0	0	- ½

อิเล็กตรอนตัวที่สามจะอยู่ในออร์บิทัล 1s ไม่ได้ เพราะเลขควอนตัม m_s จะซ้ำกับอิเล็กตรอนตัวที่หนึ่ง หรือตัวที่สอง ดังนั้นแสดงว่า ในออร์บิทัลหนึ่ง ๆ จะมีอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน หมุนในทิศทางที่ต่างกัน

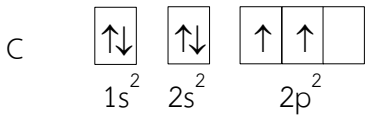
ดังนั้นอะตอมของฮีเลียม ($^{4}_{2}He$) จึงมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนดังนี้

$1s^2$ อ่านว่า หนึ่งเอสสอง ไม่ใช่ หนึ่งเอสยกกำลังสอง (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 330)

3. กฎของฮุนด์ (Hund's rule)

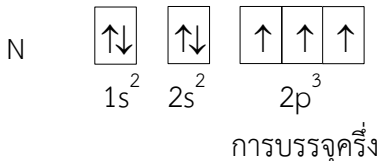
กฎของฮุนด์ ซึ่งกล่าวว่า การจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลแบบที่เสถียรที่สุดคือแบบที่มีอิเล็กตรอนสปินขนานกันมากที่สุด (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 333) กล่าวคือ สำหรับออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานมากกว่า 1 ออร์บิทัล (p, d, f) การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน จะบรรจุในลักษณะที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุด นั่นคือ จะบรรจุทีละ 1 อิเล็กตรอน จนเต็มครบทุกออร์บิทัล แล้วจึงบรรจุลงเป็นคู่

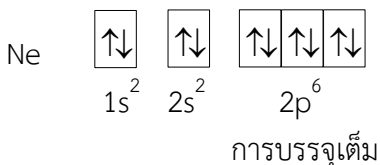
พิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของคาร์บอน ($^{12}_{6}C$) จึงมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนดังนี้



4. การบรรจุอิเล็กตรอนเต็มและบรรจุครึ่ง (Filled and half-filled configuration)

การบรรจุเต็ม (Filled configuration) และการบรรจุครึ่ง (Half-filled configuration) พิจารณาจากการจัดอิเล็กตรอนของไนโตรเจน ($^{14}_{7}N$) และการจัดอิเล็กตรอนของ นีออน ($^{20}_{10}Ne$)





โครงแบบอิเล็กตรอนแบบบรรจุเต็มจะเสถียรกว่าบรรจุครึ่ง และแบบบรรจุครึ่งจะเสถียรกว่าการจัดแบบอื่น ๆ (เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 15) การเรียงลำดับความเสถียรเป็นดังนี้ $p^6 > p^3 > p^1, p^2, p^4, p^5$

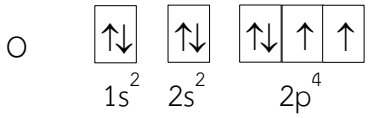
การจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลในอะตอมที่มีขนาดใหญ่ บางครั้งก็เป็นปัญหา ยกตัวอย่าง เช่น โครเมียม และ ทองแดง ดังนี้

ตามกฎ $_{24}Cr : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$ แต่จัดแบบ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$
ตามกฎ $_{29}Cu : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$ แต่จัดแบบ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$

เหตุผลที่เป็นเช่นนี้เนื่องจากการทำให้อิเล็กตรอนใน 4s เป็นการบรรจุครึ่งจะทำให้อะตอมของทองแดง มีชั้น 3d เป็นการบรรจุเต็ม ทำให้เกิดความเสถียรมากยิ่งขึ้น (เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 15)

ตัวอย่างที่ 1.4 ออกซิเจนอะตอมหนึ่งมีอิเล็กตรอนทั้งหมด 8 อิเล็กตรอน จงจัดเรียนอิเล็กตรอนในออร์บิทัลและจงเขียนเลขควอนตัวทั้งสี่สำหรับอิเล็กตรอนในสถานะพื้น

วิธีทำ การจัดเรียงอิเล็กตรอนของออกซิเจนซึ่งมีอิเล็กตรอน 8 อิเล็กตรอน ได้ดังนี้



เลขควอนตัวทั้งสี่สำหรับอิเล็กตรอนในสถานะพื้นทั้ง 8 อิเล็กตรอนเป็นดังนี้

	n	l	m_l	m_s
อิเล็กตรอนตัวที่หนึ่ง	1	0	0	+ ½
อิเล็กตรอนตัวที่สอง	1	0	0	- ½
อิเล็กตรอนตัวที่สาม	2	0	0	+ ½
อิเล็กตรอนตัวที่สี่	2	0	0	- ½
อิเล็กตรอนตัวที่ห้า	2	0	1	+ ½
อิเล็กตรอนตัวที่หก	2	0	1	- ½
อิเล็กตรอนตัวที่เจ็ด	2	0	1	+ ½
อิเล็กตรอนตัวที่แปด	2	0	1	+ ½

5. โครงแบบอิเล็กตรอน

อิเล็กตรอนในอะตอมต่าง ๆ อยู่กันอย่างไรในออร์บิทัลอะตอม สามารถอธิบายได้ด้วยโครงแบบอิเล็กตรอน ซึ่งมีวิธีการเขียนที่อาศัยหลักเอาฟบาว (Aufbau principle) โดย เอาฟบาว เป็นภาษาเยอรมันแปลว่าการสร้าง หลักเอาฟบาว อาศัยพื้นฐานจากความจริงที่ว่า เมื่อเติมโปรตรอนลงไปในนิวเคลียสเพื่อสร้างธาตุก็ต้องเติมอิเล็กตรอน ลงไปในออร์บิทัลอะตอมด้วย (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 336) ซึ่งสรุปหลักการสร้างตามหลักเอาฟบาว ได้ดังนี้ (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 61-63)

1. อิเล็กตรอนจะต้องบรรจุอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำจนเต็มออร์บิทัลก่อน แล้วจึงบรรจุอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานสูงขึ้นไป

2. ใช้หลักของเพาลีในการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล คือเลขควอนตัมทั้งสี่ชนิดของอิเล็กตรอนตัวใดตัวหนึ่งในอะตอมเดียวกัน จะไม่ซ้ำกับอิเล็กตรอนตัวอื่น

3. อาศัยกฎของฮุนด์ สำหรับออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานมากกว่า 1 ออร์บิทัล (p, d, f) การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน จะบรรจุในลักษณะที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุด นั่นคือ จะบรรจุทีละ 1 อิเล็กตรอน จนเต็มครบทุกออร์บิทัล แล้วจึงบรรจุลงเป็นคู่ ดังที่กล่าวไว้แล้วจากหัวข้อข้างต้น

ยกตัวอย่างเช่น ฟอสฟอรัส ($^{40}_{19}K$) เขียนโครงแบบอิเล็กตรอนได้เป็น

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

การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอน อาจย่อให้สั้นลงได้ โดยแยกเฉพาะส่วนที่เป็นโครงแบบอิเล็กตรอนของแก๊สมีตระกูล (Noble gas) ซึ่งเรียกว่าแกนแก๊สมีตระกูล (Noble gas core) เขียนสัญลักษณ์ของแก๊สมีตระกูลที่อยู่ก่อนหน้า ไว้ในวงเล็บ ต่อจากนั้นเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนที่เหลือตามหลัง (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 65) ยกตัวอย่างเช่น

$K : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ อาจเขียนว่า $[Ar]\ 4s^1$

$As : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$ อาจเขียนว่า $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$

โดยแกนแก๊สมีตระกูลต่าง ๆ เป็นดังตารางที่ 1.4 และโครงแบบอิเล็กตรอนในสถานะพื้นของธาตุทั้งหมดที่รู้จักกันในขณะนี้แสดงดังตารางที่ 1.5

ตารางที่ 1.4 แกนแก๊สมีตระกูล

แก๊สมีตระกูล	สัญลักษณ์	ชื่อเรียก	ใช้แทนการจัดเรียงอิเล็กตรอน
$^{4}_{2}He$	[He]	แกนฮีเลียม	$1s^2$
$^{20}_{10}Ne$	[Ne]	แกนนีออน	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
$^{40}_{18}Ar$	[Ar]	แกนอาร์กอน	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
$^{85}_{36}Kr$	[Kr]	แกนคริปทอน	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$
$^{131}_{54}Xe$	[Xe]	แกนซีนอน	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$
$^{254}_{86}Rn$	[Rn]	แกนเรดอน	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6$

ที่มา : Chang, R. (2010 : 308)

ตารางที่ 1.5 การจัดอิเล็กตรอนในสถานะพื้นของธาตุ

เลขอะตอม	สัญลักษณ์	การจัดอิเล็กตรอน	เลขอะตอม	สัญลักษณ์	การจัดอิเล็กตรอน	เลขอะตอม	สัญลักษณ์	การจัดอิเล็กตรอน
1	H	$1s^1$	40	Zr	$[Kr]5s^24d^1$	79	Au	$[Xe]6s^14f^{14}5d^{10}$
2	He	$1s^2$	41	Nb	$[Kr]5s^24d^2$	80	Hg	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}$
3	Li	$[He]2s^1$	42	Mo	$[Kr]5s^14d^4$	81	Tl	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$
4	Be	$[He]2s^2$	43	Tc	$[Kr]5s^14d^5$	82	Pb	$[Xe]6s^24f^{14}5d^16p^2$
5	B	$[He]2s^22p^1$	44	Ru	$[Kr]5s^14d^7$	83	Bi	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^3$
6	C	$[He]2s^22p^2$	45	Rh	$[Kr]5s^14d^8$	84	Po	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^4$
7	N	$[He]2s^22p^3$	46	Pb	$[Kr]4d^{10}$	85	At	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^5$
8	O	$[He]2s^22p^4$	47	Ag	$[Kr]5s^14d^{10}$	86	Rn	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$
9	F	$[He]2s^22p^5$	48	Cd	$[Kr]5s^24d^{10}$	87	Fr	$[Rn]7s^1$
10	Ne	$[He]2s^22p^6$	49	In	$[Kr]5s^24d^{10}5p^1$	88	Ra	$[Rn]7s^2$
11	Na	$[Ne]3s^1$	59	Sn	$[Kr]5s^24d^{10}5p^2$	89	Ac	$[Rn]7s^26d^1$
12	Mg	$[Ne]3s^2$	51	Sb	$[Kr]5s^24d^{10}5p^3$	90	Th	$[Rn]7s^26d^2$
13	Al	$[Ne]3s^23p^1$	52	Te	$[Kr]5s^24d^{10}5p^4$	91	Pa	$[Rn]7s^25f^26d^1$
14	Si	$[Ne]3s^23p^2$	53	I	$[Kr]5s^24d^{10}5p^5$	92	U	$[Rn]7s^25f^36d^1$
15	P	$[Ne]3s^23p^3$	54	Xe	$[Kr]5s^24d^{10}5p^6$	93	Np	$[Rn]7s^25f^46d^1$
16	S	$[Ne]3s^23p^4$	55	Cs	$[Xe]6s^1$	94	Pu	$[Rn]7s^25f^6$
17	Cl	$[Ne]3s^23p^5$	56	Ba	$[Xe]6s^2$	95	Am	$[Rn]7s^25f^7$
18	Ar	$[Ne]3s^23p^6$	57	La	$[Xe]6s^25d^1$	96	Cm	$[Rn]7s^25f^76d^1$
19	K	$[Ar]4s^1$	58	Ce	$[Xe]6s^24f^15d^1$	97	Bk	$[Rn]7s^25f^9$
20	Ca	$[Ar]4s^2$	59	Pr	$[Xe]6s^24f^3$	98	Cf	$[Rn]7s^25f^{10}$
21	Sc	$[Ar]4s^23d^1$	60	Nd	$[Xe]6s^24f^4$	99	Es	$[Rn]7s^25f^{11}$
22	Ti	$[Ar]4s^23d^2$	61	Pm	$[Xe]6s^24f^5$	100	Fm	$[Rn]7s^25f^{12}$
23	V	$[Ar]4s^23d^3$	62	Sm	$[Xe]6s^24f^6$	101	Md	$[Rn]7s^25f^{13}$
24	Cr	$[Ar]4s^13d^5$	63	Eu	$[Xe]6s^24f^7$	102	No	$[Rn]7s^25f^{14}$
25	Mn	$[Ar]4s^23d^5$	64	Gd	$[Xe]6s^24f^75d^1$	103	Lr	$[Rn]7s^25f^{14}6d^1$
26	Fe	$[Ar]4s^23d^6$	65	Tb	$[Xe]6s^24f^9$	104	RF	$[Rn]7s^25f^{14}6d^2$
27	Co	$[Ar]4s^23d^7$	66	Dy	$[Xe]6s^24f^{10}$	105	Db	$[Rn]7s^25f^{14}6d^3$
28	Ni	$[Ar]4s^23d^8$	67	Ho	$[Xe]6s^24f^{11}$	106	Sg	$[Rn]7s^25f^{14}6d^4$
29	Cu	$[Ar]4s^13d^{10}$	68	Er	$[Xe]6s^24f^{12}$	107	Bh	$[Rn]7s^25f^{14}6d^5$
30	Zn	$[Ar]4s^23d^{10}$	69	Tm	$[Xe]6s^24f^{13}$	108	Hs	$[Rn]7s^25f^{14}6d^6$
31	Ga	$[Ar]4s^23d^{10}4p^1$	70	Yb	$[Xe]6s^24f^{14}$	109	Mt	$[Rn]7s^25f^{14}6d^7$
32	Ge	$[Ar]4s^23d^{10}4p^2$	71	Lu	$[Xe]6s^24f^{14}5d^1$	110	Ds	$[Rn]7s^25f^{14}6d^8$
33	AS	$[Ar]4s^23d^{10}4p^3$	72	Hf	$[Xe]6s^24f^{14}5d^2$	111	Rg	$[Rn]7s^25f^{14}6d^9$
34	SE	$[Ar]4s^23d^{10}4p^4$	73	Ta	$[Xe]6s^24f^{14}5d^3$	112*	Cn	$[Rn]7s^25f^{14}6d^{10}$
35	Br	$[Ar]4s^23d^{10}4p^5$	74	W	$[Xe]6s^24f^{14}5d^4$	113*	Nh	$[Rn]7s^25f^{14}6d^{10}7p^1$
36	Kr	$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$	75	Re	$[Xe]6s^24f^{14}5d^5$	114*	Fi	$[Rn]7s^25f^{14}6d^{10}7p^2$
37	Rb	$[Kr]5s^1$	76	Os	$[Xe]6s^24f^{14}5d^6$	115*	Mc	$[Rn]7s^25f^{14}6d^{10}7p^3$
38	Sr	$[Kr]5s^2$	77	Ir	$[Xe]6s^24f^{14}5d^7$	116*	Lv	$[Rn]7s^25f^{14}6d^{10}7p^4$
39	Y	$[Kr]5s^24d^1$	78	Pt	$[Xe]6s^14f^{14}5d^9$	117*	Ts	$[Rn]7s^25f^{14}6d^{10}7p^5$
						118*	Og	$[Rn]7s^25f^{14}6d^{10}7p^6$

ที่มา : International Union of Pure and Applied Chemistry. (2016 : 2)

สรุปท้ายบท

จากทฤษฎีอะตอมของดอลตัน อะตอม คือหน่วยพื้นฐานของธาตุที่ไม่สามารถแบ่งแยกได้อีก แต่จากการทดลองที่เริ่มในช่วงปี ค.ศ. 1850 ต่อมาจนถึงศตวรรษที่ 20 ได้แสดงให้เห็นแล้วว่า อะตอมยังมีโครงสร้างภายในอีก ทฤษฎีใหม่ของอะตอมริเริ่มและพัฒนาขึ้นโดย เจ เจ ทอม สัน แบบจำลองอะตอมของทอมสัน เริ่มต้นขึ้นกับการค้นพบอิเล็กรอน ดังนั้นทอมสันจึงเสนอว่า อะตอมเป็นทรงกลมประกอบด้วยอนุภาคประจุบวก แล้วมีอิเล็กตรอนฝังอยู่ตามที่ต่าง ๆ .ตามทฤษฎีพลัมพุดดิ้ง ในเวลาต่อมาแบบจำลองอะตอมของทอมสันใช้ไม่ได้ รัทเทอร์ฟอร์ดจึงเสนอแบบจำลองใหม่ว่า ประจุบวกในอะตอมไม่ได้กระจายตัวปะปนกับอิเล็กตรอน แต่ประจุบวกของอะตอมทั้งหมดรวมกันอยู่แน่นที่ใจกลางอะตอม ซึ่งเขาเรียกว่า นิวเคลียส หลังจากที่รัทเทอร์ฟอร์ดเสนอทฤษฎีโครงสร้างอะตอมไม่กี่ปี แบบจำลองก็ได้ถูกปรับปรุงให้ดีขึ้น โดย โบร์ ได้พยายามอธิบายปรากฏการณ์เกิดสเปกตรัมของอะตอม โดยโบร์เสนอว่าอิเล็กตรอนจะโคจรอยู่ในระดับพลังงานของมันเองที่มีค่าที่แน่นอน เรียกว่า เชลล์ หรือระดับชั้น แต่จากหลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก กล่าวไว้ว่า เป็นไปไม่ได้ที่จะทราบค่าที่แน่นอนของโมเมนตัน และตำแหน่งของอนุภาคพร้อม ๆ กัน ดังนั้นชเรอดิงเงอร์ จึงมองว่าอิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นคลื่นและการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนก็เป็นไปอย่างคลื่น และใช้กลศาสตร์ควอนตัมในการการคำนวณความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนในอะตอมแบบกลุ่มหมอกจนถึงปัจจุบัน

คำถามท้ายบท

1. จงบรรยายผลงานของเจ เจ ทอมสัน ที่ช่วยให้เราทราบเกี่ยวกับโครงสร้างของอะตอม
2. บรรยายสิ่งที่ควรสังเกตได้จากการทดลองการกระเจิงอนุภาคแอลฟา ถ้าอิเล็กตรอน ฝังอยู่ในทรงกลมที่มีประจุบวก ตามแบบจำลองของทอมสัน
3. เหตุใดทุกอะตอมของธาตุเดียวกันจึงมีเลขอะตอมเท่ากัน แม้ว่าจะมีเลขมวลต่างกัน อะตอมของธาตุเดียวกันที่มีเลขมวลต่างกันเรียกว่าอะไร
4. จงระบุวิธีเขียนเลขควอนตัมทั้งสี่ของอิเล็กตรอนทุกตัวที่อยู่ใน 4d ออร์บิทัล
5. สำหรับแก๊สมีตระกูลต่อไปนี้

   ${}^{4}_{2}He$ ${}^{20}_{10}Ne$ และ ${}^{40}_{18}Ar$

   5.1 จงบอกจำนวนโปรตอน นิวตรอน ในนิวเคลียสของแต่ละอะตอม

   5.2 จงบอกอัตราส่วนนิวตรอนต่อโปรตอนในนิวเคลียสของแต่ละอะตอม
6. ในระดับพลังงานหลัก n=3 จะมีจำนวนอิเล็กตรอนอยู่ได้มากที่สุดเท่าใด
7. จงเขียนเลขควอนตัมครบชุดสำหรับแต่ละอิเล็กตรอนของโบรอน (B)
8. จงจัดเรียนอิเล็กตรอนในออร์บิทัลและจงเขียนเลขควอนตัวทั้งสี่สำหรับอิเล็กตรอนในสถานะพื้นของฟลูออรีน
9. จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ กำมะถัน และ ปรอท
10. จงระบุสัญลักษณ์ของธาตุที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนดังนี้

    10.1 $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$

    10.2 $[Ne]\ 3s^2\ 3p^3$

    10.3 $[Kr]\ 5s^2\ 4d^5$
11. ธาตุ X เป็นไอโซบาร์ของธาตุ Y เมื่อธาตุ Y เกิดเป็นไอออนจะมีสูตรเป็น A^{2-} ซึ่งมี 22 อิเล็กตรอน เท่ากับธาตุ X ถ้าธาตุ Y มีจำนวนนิวตรอนเท่ากับ 24 ธาตุ X จะมีอนุภาคมูลฐานเท่าใด
12. ธาตุ Z มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 6 มีระดับพลังงานของอิเล็กตรอนเท่ากับ 4 ธาตุ Z มีจำนวนนิวตรอนเท่ากับ 35 สัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ Z เป็นอย่างไร

เอกสารอ้างอิง

กฤษณา ชุติมา. (2556). **หลักเคมีทั่วไป 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 19). กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

นภดล ไชยคำ และคณะ. (2546). **เคมี 1**. กรุงเทพมหานคร : แมคกรอ-ฮิล.

ทบวงมหาวิทยาลัย. (2541). **เคมี 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 11). กรุงเทพมหานคร : อักษรเจริญทัศน์.

เรวัต ตันตยานนท์ และ อรนุช โชคชัยเจริญพร. (2559). **เคมีขั้นสูง**. กรุงเทพมหานคร : นามีบุ๊คส์.

สมพงศ์ จันทร์โพธิ์ศรี. (2557). **พจนานุกรมเคมี.** กรุงเทพมหานคร : วิทยพัฒน์.

สุนันทา เฮงรัศมี. (2530). **เคมีควอนตัม 1**. เอกสารคำสอนรายวิชาเคมีฟิสิกัลขั้นสูง : ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยขอนแก่น.

Bauer, R. C., Birk. J. P. and Marks, P.S. (2013). **Introduction to Chemistry: A Conceptual approach.** (3th Edition). United State of America : McGraw-Hill Higher Education.

Chang, R. (2010)**. Chemistry**. (10th Edition). United State of America : McGraw-Hill Higher Education.

Ebbing, D. D. and Gammon, S. D. (2007). **General Chemistry**. (9th Edition). United State of America : Houghton Mifflin Company.

International Union of Pure and Applied Chemistry. (2016 : 2). **Periodic Table Of Elements.** [online]. www. iupac.org.

Kotz, J. C., Treiche, P. M.l and Townsend, J. R. (2010). **Chemistry & Chemical Reactivity.** (7th Edition). Canada : Bookscole Cengage Learing.

Ryan, L. (2000). **Advanced Chemistry for You**. United Kingdom : Nelson Thornes.

Ryan, L. and Norris, R. (2014). **Chemistry Course book**. (2nd Edition). United Kingdom : Cambridge University Press.

Zumdahl, S. S. and Zumdahl, S. A. (2007). **Chemistry**. (7th Edition). United State of America : Houghton Mifflin Company.