บทที่ 1
โครงสร้างอะตอม

โครงสร้างของอะตอมไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่า นักวิทยาศาสตร์จึงใช้ความรู้ทางวิทยาศาสตร์อธิบายเกี่ยวกับโครงสร้างของอะตอม แม้ในช่วงแรกยังไม่มีการให้เหตุผลที่ชัดเจนเกี่ยวกับโครงสร้างของอะตอมมากนัก ไม่สามารถอธิบายเหตุผลเกี่ยวกับแนวคิดแบบจำลองอะตอมเดิม แต่ด้วยวิวัฒนาการทางวิทยาศาสตร์ได้มีการทดลองทำให้แบบจำลองอะตอมเกิดการเปลี่ยนแปลงไป จึงทราบถึงโครงสร้างของอะตอมและองค์ประกอบภายในอะตอม ทำให้เกิดการค้นพบลักษณะโครงสร้างอะตอมอย่างที่เป็นอยู่ในปัจจุบัน อะตอมประกอบด้วยอนุภาคมูลฐานภายในอะตอมได้แก่ โปรตอน นิวตรอนและอิเล็กตรอน มีนิวเคลียสอยู่ภายในอะตอมประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน ปัจจุบันยังไม่มีข้อยุติเกี่ยวกับโครงสร้างอะตอม หากมีการทดลองที่น่าเชื่อถือและได้รับการยอมรับอาจทำให้โครงสร้างอะตอมเกิดการเปลี่ยนแปลงได้อีกในอนาคต การเรียนรู้เกี่ยวกับโครงสร้างอะตอมเป็นพื้นฐานในการเรียนเคมี ในบทนี้จะอธิบายถึงทฤษฎีอะตอม โครงสร้างของอะตอม เลขมวล เลขอะตอมและไอโซโทป ทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม ออร์บิทัลอะตอม และการจัดเรียงอิเล็กตรอน ตามรายละเอียดของเนื้อหาต่อไปนี้

ทฤษฎีอะตอม (The atomic theory)

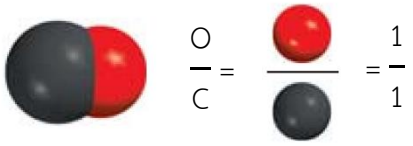
นักปรัชญาชาวกรีก เดโมเครติส ได้กล่าวว่า สสารประกอบด้วยอนุภาคที่มีขนาดเล็กที่สุดที่แบ่งแยกต่อไปอีกไม่ได้ เรียกว่า อะตอม ซึ่งคำว่า อะตอม มาจากภาษากรีกว่า atomos แปลว่า แบ่งแยกไม่ได้ จนกระทั่งใน ปี 1804 จอร์น ดอลตัน (John Dalton) ได้เสนอทฤษฎีอะตอมขึ้น ซึ่งเป็นทฤษฎีแรกที่ทำให้เข้าใจเกี่ยวกับอะตอม (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 15) ทฤษฎีอะตอมของดอลตันสามารถสรุปได้เป็น (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 36)

1. ธาตุประกอบด้วยอนุภาคที่มีขนาดเล็กมาก เรียกว่า อะตอม

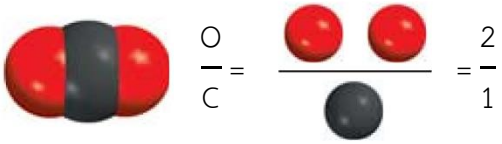
2. อะตอมของธาตุหนึ่ง ๆ จะมีลักษณะเฉพาะตัว มีขนาด มวล และคุณสมบัติทางเคมีที่เหมือนกัน อะตอมของธาตุชนิดหนึ่งจะแตกต่างจากอะตอมของธาตุชนิดอื่น ๆ

3. สารประกอบเกิดจากอะตอมของธาตุมากกว่าหนึ่งอะตอมรวมกัน สารประกอบชนิดหนึ่งจะมีสัดส่วนอะตอมของธาตุสองชนิดที่เป็นเลขจำนวนจริง ดังภาพประกอบที่ 1.1 อธิบายเกี่ยวกับสารประกอบเกิดจากอะตอมของธาตุมากกว่าหนึ่งธาตุรวมกัน เป็นสัดส่วนของธาตุตามเลขจำนวนจริง จากภาพประกอบจะเห็นได้ว่า (ก) สารประกอบคาร์บอนมอนอกไซด์ (CO) เกิดจากอะตอมของธาตุคาร์บอนและธาตุออกซิเจนในอัตราส่วน 1 : 1 และ (ข) สารประกอบคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2) เกิด

จากอะตอมของธาตุคาร์บอนและธาตุออกซิเจนเช่นเดียวกันแต่ในอัตราส่วน 2 : 1 (Chang, R., 2010 : 43)



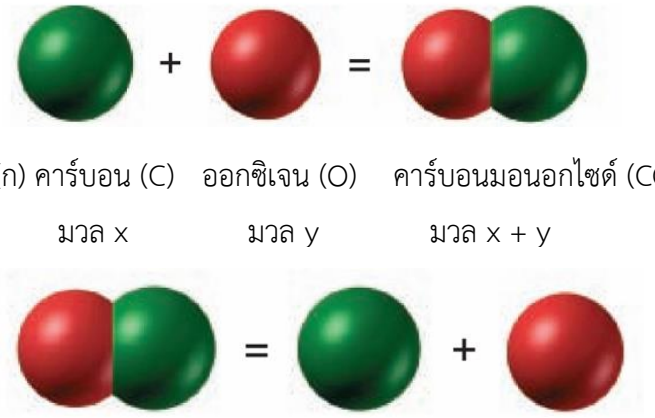
(ก) คาร์บอนมอนอกไซด์ (CO)



(ข) คาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2)

ภาพประกอบที่ 1.1 สารประกอบคาร์บอนมอนอกไซด์ (CO) และสารประกอบคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2)
ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 43)

4. ปฏิกิริยาเคมีเกี่ยวข้องกับการแยก การรวม หรือการจัดเรียงตัวใหม่ของอะตอม ไม่เกี่ยวข้องกับกระบวนการสร้างหรือการทำลายอะตอม ดังภาพประกอบที่ 1.2 อธิบายถึงอะตอมไม่ได้เกิดจากกระบวนการสร้างหรือถูกทำลาย แต่จะเกี่ยวข้องกับปฏิกิริยาการรวม หรือ การแยก จากภาพประกอบจะเห็นได้ว่า (ก) อะตอมของคาร์บอนรวมกับอะตอมของออกซิเจนเกิดโมเลกุลของคาร์บอนมอนอกไซด์ และ (ข) เกิดการแยกของโมเลกุลคาร์บอนมอนอกไซด์เป็นอะตอมของคาร์บอนและออกซิเจน (Davis, R.E., et al., 2009 : 69) จากทฤษฎีของดอลตัน ยังได้ทำนายปรากฏการณ์ทางเคมี ซึ่งภายหลังนักวิทยาศาสตร์ได้นำมาตั้งเป็นกฎสัดส่วนพหุคูณ (Law of multiple proportions) และกฎสัดส่วนสมมูล (Law of equivalent proportions) (ประภาณี เกษมศรี ณ อยุธยา และคณะ, 2555 : 4)

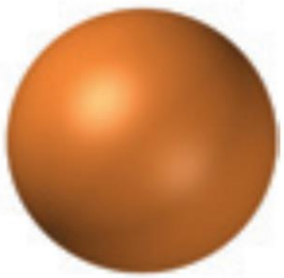


ภาพประกอบที่ 1.2 การรวมกันของอะตอมเกิดโมเลกุลของคาร์บอนมอนอกไซด์และเกิดการแยกของโมเลกุลคาร์บอนมอนอกไซด์

ที่มา : ดัดแปลงจาก Davis, R.E., et al. (2009 : 69)

โครงสร้างของอะตอม (The structure of the atom)

จอห์น ดอลตัน เป็นนักวิทยาศาสตร์คนแรก ในการนำเสนอแนวคิดเกี่ยวกับอะตอมว่า อะตอมมีขนาดเล็กมาก ไม่สามารถแบ่งแยกได้อีก จึงได้เสนอแนวคิดความหลากหลายของสารเกิดจากการรวมตัวของอะตอมในส่วนผสมที่ต่างกัน ดอลตัน จึงมองว่า อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลมคล้ายสนุกเกอร์ ดังภาพประกอบที่ 1.3 โดยเชื่อว่า ธาตุเหล่านี้เกิดจากอะตอมชนิดเดียวกันมารวมตัวกัน (เรวัต ตันตยานนท์ และ อรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 8)

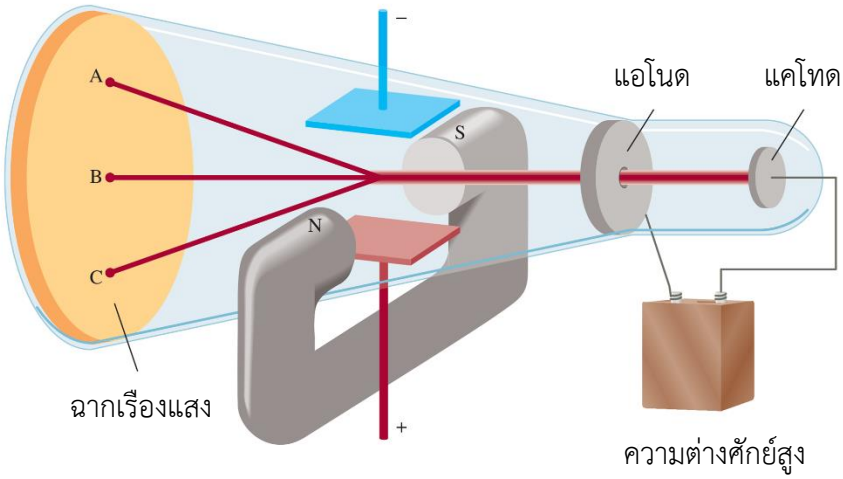


ภาพประกอบที่ 1.3 แบบจำลองอะตอมตามทฤษฎีของดอลตัน

ที่มา : Myers, R.T. et al. (2006 : 109)

1. อิเล็กตรอน (Electron)

จี เจ สโตนีย์ (G.J. Stoney) เป็นนักวิทยาศาสตร์คนแรกกล่าวถึงอนุภาคไฟฟ้าของสารว่าเป็นอนุภาคเล็ก ๆ และอนุภาคนี้รวมอยู่กับอะตอม จนกระทั่ง ค.ศ. 1897 โจเซฟ จอห์น ทอมสัน (Joseph John Thomson) ได้ศึกษาเกี่ยวกับอะตอมโดยทดลองใช้หลอดรังสีแคโทด (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 18) ในการทดลองดังภาพประกอบที่ 1.4 เมื่อให้สนามแม่เหล็ก ปิดสนามไฟฟ้า รังสีแคโทดจะตกกระทบที่จุด A แต่ถ้าปิดสนามแม่เหล็ก เปิดสนามไฟฟ้า รังสีจะตกกระทบจุด C และถ้าเปิดหรือปิดทั้งสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้า รังสีจะตกกระทบที่จุด B ดังนั้น รังสีนี้ต้องเป็นประจุลบ โดยทราบกันในชื่อ อิเล็กตรอน (Electron) (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 38-39)



ภาพประกอบที่ 1.4 หลอดรังสีแคโทดที่สนามไฟฟ้าวางตั้งฉากกับทิศทางของหลอดรังสีแคโทดและขั้วแม่เหล็ก

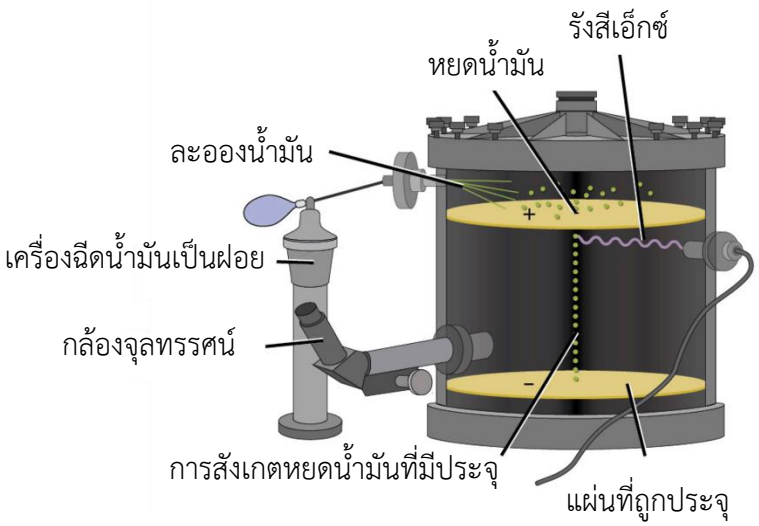
ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 44)

ภาพประกอบที่ 1.5 แสดงให้เห็นถึงหลอดรังสีแคโทด เมื่อจ่ายกระแสไฟฟ้าเข้าไป จะเห็นว่า (ก) รังสีแคโทดจะเคลื่อนที่เป็นเส้นตรงเมื่อจ่ายกระแสไฟฟ้าเข้าไป (ข) รังสีแคโทดจะถูกเหนี่ยวนำ ลงด้านล่างเมื่อเอาขั้วแม่เหล็กทิศเหนือวางใกล้ตำแหน่งที่สว่าง และ (ค) เมื่อนำขั้วแม่เหล็กทิศตรงกันข้าม รังสีแคโทดจะถูกเหนี่ยวนำในทิศทางตรงกันข้าม ซึ่งหลอดรังสีแคโทดจะมีการเคลือบซิงซัลไฟด์อยู่ที่ผิวหลอด จึงทำให้เห็นการเรืองแสงเป็นสีเขียวได้ (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 39) โดยทั่วไป ประจุไฟฟ้าเคลื่อนที่ได้ในสนามแม่เหล็กจะเบนทิศทางได้ โดยทิศทางของการเบนของรังสีแคโทด แสดงว่า รังสีแคโทดมีประจุลบ นอกจากนี้ รังสีแคโทด ยังเบนได้ในสนามไฟฟ้า โดยเบนเข้าหาขั้วไฟฟ้าบวก (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 18)

(ก) (ข) (ค)

ภาพประกอบที่ 1.5 การทดลองจากหลอดรังสีแคโทด
ที่มา : Chang, R. (2010 : 45)

ต่อมา ทอมสัน ได้ใช้หลอดรังสีแคโทดศึกษาทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า เพื่อหาค่าประจุต่อมวลของอิเล็กตรอน จนกระทั่งในปี 1909 อาร์ เอ มิลลิแกน (R.A. Milikan) หาค่าประจุของอิเล็กตรอนด้วยการใช้วิธีหยดน้ำมัน (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 20-21) ดังภาพประกอบที่ 1.6 พ่นน้ำมันเป็นละอองเม็ดเล็ก ๆ ด้วยวิธีใช้รังสีเอ็กซ์ไปน็อคอิเล็กตรอน ให้หลุดออกจากอะตอมแก๊สในอากาศ ทำให้อิเล็กตรอนไปเกาะบนน้ำมันและตรวจสอบการเคลื่อนที่ด้วยกล้องจุลทรรศน์



ภาพประกอบที่ 1.6 การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน
ที่มา : ดัดแปลงจาก Flowers, P. et al. (2017 : 74)

จากการทดลองพบว่า ประจุบนหยดน้ำมันมีค่าเป็นจำนวนเท่า 1.6×10^{-9} เมื่อทราบประจุไฟฟ้าจึงสามารถหามวลของอิเล็กตรอนได้เป็น

$$\frac{e}{m} = 1.76 \times 10^{8}\ C/g$$

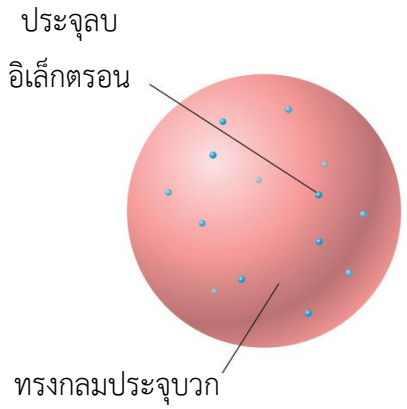
$$\frac{1.6 \times 10^{-9}\ C}{m} = 1.76 \times 10^{8}\ C/g$$

$$m = 9.1 \times 10^{-28}\ g$$

ดังนั้น มวลของอิเล็กตรอนจึงมีค่าเท่ากับ 9.1×10^{-28} กรัม

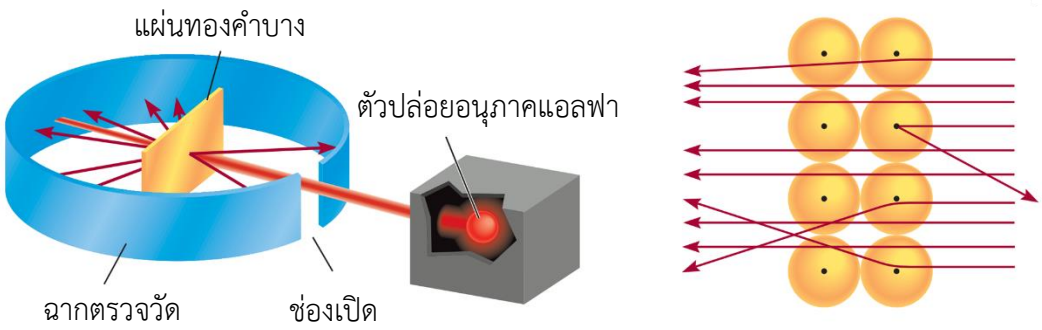
2. โปรตอนและนิวเคลียส (Proton and nucleus)

ต่อมาทอมสัน ได้ค้นพบอิเล็กตรอนที่มีประจุลบ เป็นองค์ประกอบภายในทรงกลมที่มีประจุบวก อิเล็กตรอนมีขนาดเล็กมาก โดยประจุลบของอิเล็กตรอนเท่ากับประจุบวก ทำให้อะตอมเป็นกลางทางไฟฟ้า (รานี สุวรรณพฤกษ์, 2559 : 11) ดังภาพประกอบที่ 1.7



ภาพประกอบที่ 1.7 แบบจำลองอะตอมตามทฤษฎีของทอมสัน
ที่มา : ดัดแปลงจาก Brown, T.L. et al. (2015 : 46)

ในปี 1911 ลอร์ด อี รัทเทอร์ฟอร์ด (Lord E. Rutherford) ได้ทำการยิงอนุภาคแอลฟาผ่านไปยังแผ่นทองคำบาง ๆ ดังภาพประกอบที่ 1.8 จากการทดลองพบว่า อนุภาคส่วนใหญ่ทะลุผ่านแผ่นโลหะ ส่วนน้อยที่มีการเบี่ยงเบน และส่วนน้อยมากที่สะท้อนกลับในทิศทางเดิม รัทเทอร์ฟอร์ดจึงพบว่า การที่อนุภาคแอลฟาที่มีประจุบวกและมีมวลมากส่วนใหญ่เคลื่อนที่ผ่านแผ่นทองคำไปได้ แสดงว่า อะตอมส่วนใหญ่มีพื้นที่ว่างอยู่ หรือเบี่ยงเบนเล็กน้อย ดังนั้น อะตอมต้องมีอนุภาคที่มีประจุบวกอยู่ โดยเรียกประจุบวกนี้ว่า โปรตอน (Proton) รวมกันอยู่ตรงกึ่งกลางอะตอมเรียกว่า นิวเคลียส (Nucleus) ซึ่งมีขนาดเล็กและหนาแน่นมาก เนื่องจากอนุภาคสะท้อนกลับมีจำนวนน้อยมาก (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 22-23)



ภาพประกอบที่ 1.8 การทดลองยิงอนุภาคแอลฟาผ่านแผ่นทองคำของรัทเทอร์ฟอร์ดและ การขยายแสดงการเคลื่อนที่ผ่านของอนุภาคแอลฟาผ่านนิวเคลียส
ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 47)

จากการศึกษานี้ทำให้ทราบว่า โปรตอนมีประจุเท่ากับอิเล็กตรอนและมีมวล 1.672×10^{-24} กรัม หรือประมาณ 1,840 เท่า ของมวลอิเล็กตรอน โดยโปรตอนจะอยู่ภายในนิวเคลียสของอะตอม ส่วนอิเล็กตรอนจะกระจายตัวอยู่รอบนิวเคลียสด้วยระยะห่างคงที่ (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 42)

3. นิวตรอน (Neutron)

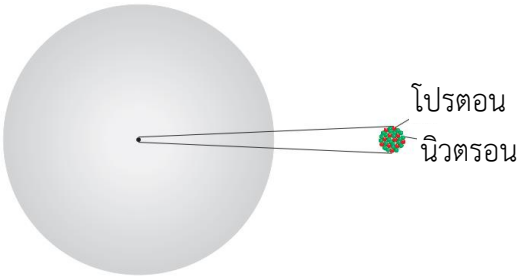
ในปี 1932 เซอร์ เจมส์ แชดวิก (Sir James Chadwick) ได้ยิงอนุภาคแอลฟาไปยังแผ่นแบริลเลียมบาง ๆ ได้อนุภาคหนึ่งออกมา ที่มีมวลใกล้เคียงกับโปรตอน เรียกว่า นิวตรอน (Neutron) ซึ่งเป็นอนุภาคที่เป็นกลางทางไฟฟ้า ไม่มีประจุไฟฟ้า มีมวลมากกว่าโปรตอน นิวเคลียสของอะตอมทุกชนิดมีนิวตรอน ยกเว้น ไฮโดรเจน (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 43) ตารางที่ 1.1 แสดงมวลและประจุของอนุภาคในอะตอม ส่วนภาพประกอบที่ 1.9 แสดงตำแหน่งของอนุภาคโปรตอน นิวตรอนและอิเล็กตรอน จึงสรุปได้ว่า อะตอมประกอบด้วยโปรตอน นิวตรอนและอิเล็กตรอน

โดยตรงกลางเป็นนิวเคลียสประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน ส่วนอิเล็กตรอนมีน้ำหนักเบามาก กระจายรอบ ๆ นิวเคลียส

ตารางที่ 1.1 มวลและประจุของอนุภาคในอะตอม

อนุภาค	สัญลักษณ์	มวล (kg)	ประจุ (คูลอมบ์)	หน่วยประจุ
อิเล็กตรอน	e	9.10939×10^{-31}	1.60218×10^{-19}	-1
โปรตอน	p	1.67262×10^{-27}	1.60218×10^{-19}	+1
นิวตรอน	n	1.67493×10^{-27}	-	0

ที่มา : ดัดแปลงจาก Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007 : 48)



ภาพประกอบที่ 1.9 ตำแหน่งของอนุภาคมูลฐานในอะตอม
ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 48)

เลขอะตอม เลขมวล และไอโซโทป (Atomic number, mass number and isotopes)

อะตอมประกอบด้วยโปรตอนรวมกับนิวตรอนอยู่ในนิวเคลียสของอะตอม โดยมีอิเล็กตรอนล้อมรอบนิวเคลียสเป็นระดับพลังงานรอบ ๆ นิวเคลียส โดยธาตุแต่ละธาตุจะมีจำนวนโปรตอนเฉพาะตัว ไม่มีธาตุใดจะมีจำนวนโปรตอนซ้ำกัน **เลขอะตอม (Atomic number)** แสดงด้วยตัวเลขของจำนวนโปรตอน (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 44) ถ้าอะตอมเป็นกลาง จำนวนโปรตอนจะเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน เนื่องจากประจุบวกมีค่าเท่ากับประจุลบ ตัวอย่างเช่น ออกซิเจน มีเลขอะตอม 8 ($_8O$) จะมีจำนวนโปรตอนเท่ากับ 8 และอิเล็กตรอนเท่ากับ 8 แต่ถ้ากรณีเป็นไอออนลบ

จำนวนโปรตอนจะน้อยกว่าจำนวนอิเล็กตรอน ตัวอย่างเช่น ออกไซด์ไอออน ($_8O^{2-}$) มีจำนวนโปรตอนเท่ากับ 8 และอิเล็กตรอนเท่ากับ 10 จำนวนประจุบวกน้อยกว่าประจุบวกอยู่ 2 อนุภาค และในกรณีเป็นไอออนบวก จำนวนโปรตอนจะมีค่ามากกว่าจำนวนอิเล็กตรอน ตัวอย่างเช่น $_{11}Na^{+}$ จะมีจำนวนโปรตอนเท่ากับ 11 และอิเล็กตรอนเท่ากับ 10 จำนวนประจุบวกมากกว่าประจุลบอยู่ 1 อนุภาค

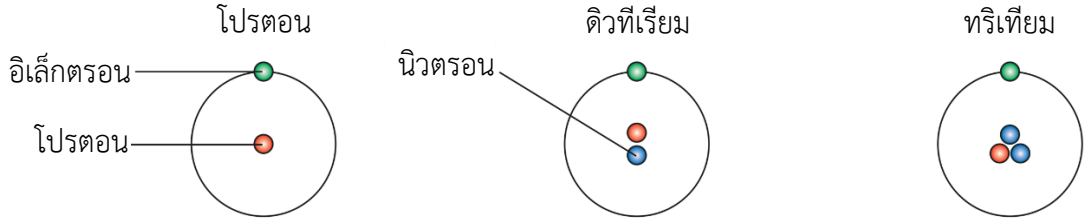
เลขมวล (Mass number) แสดงด้วยตัวเลขของจำนวนโปรตอนรวมกับจำนวนนิวตรอนที่มีอยู่ในนิวเคลียส ยกเว้นไฮโดรเจน (เนื่องจากไฮโดรเจนไม่มีจำนวนนิวตรอน) (รานี สุวรรณพฤกษ์, 2559 : 14) โดยเขียนแทนด้วยสัญลักษณ์นิวเคลียร์ (Nuclear symbol) $^{A}_{Z}X$

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

โดย A = เลขมวล เขียนด้านบนของสัญลักษณ์ธาตุ
X = สัญลักษณ์ธาตุ
Z = เลขอะตอม เขียนด้านล่างของสัญลักษณ์ธาตุ

ตัวอย่างเช่น $^{23}_{11}Na$ มีเลขอะตอมเท่ากับ 11 เลขมวลเท่ากับ 23 มีจำนวนโปรตอนเท่ากับ 11 จำนวนอิเล็กตรอนเท่ากับ 11 ซึ่งมีจำนวนเท่ากันจึงไม่มีประจุเกิดขึ้นและจำนวนนิวตรอนเท่ากับ 12 (เลขมวลเท่ากับ 23 - เลขอะตอมเท่ากับ 11)

ไอโซโทป (Isotope) เกิดจากอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันจะมีจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนจำนวนเท่ากัน แต่มีเลขมวลแตกต่างกัน ซึ่งธาตุหนึ่งธาตุอาจมีได้หลายไอโซโทป เช่น $^{1}_{1}H$ (โปรตอน) $^{2}_{1}H$ (ดิวทีเรียม) และ $^{3}_{1}H$ (ทริเทียม) (Ryan, L. and Norris, R., 2014 : 29) ดังภาพประกอบที่ 1.10



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

ภาพประกอบที่ 1.10 ตัวอย่างของไอโซโทปของไฮโดรเจน
ที่มา : ดัดแปลงจาก Ryan, L. and Norris, R. (2014 : 29)

ตัวอย่างที่ 1.1 จงหาจำนวนโปรตอน นิวตรอนและอิเล็กตรอนจากธาตุหรือไอออนต่อไปนี้

${}_{4}^{9}Be$ ${}_{12}^{24}Mg^{2+}$ ${}_{33}^{75}As^{3-}$

วิธีทำ แนวคิด โจทย์ให้หาจำนวนโปรตอน นิวตรอนและอิเล็กตรอน

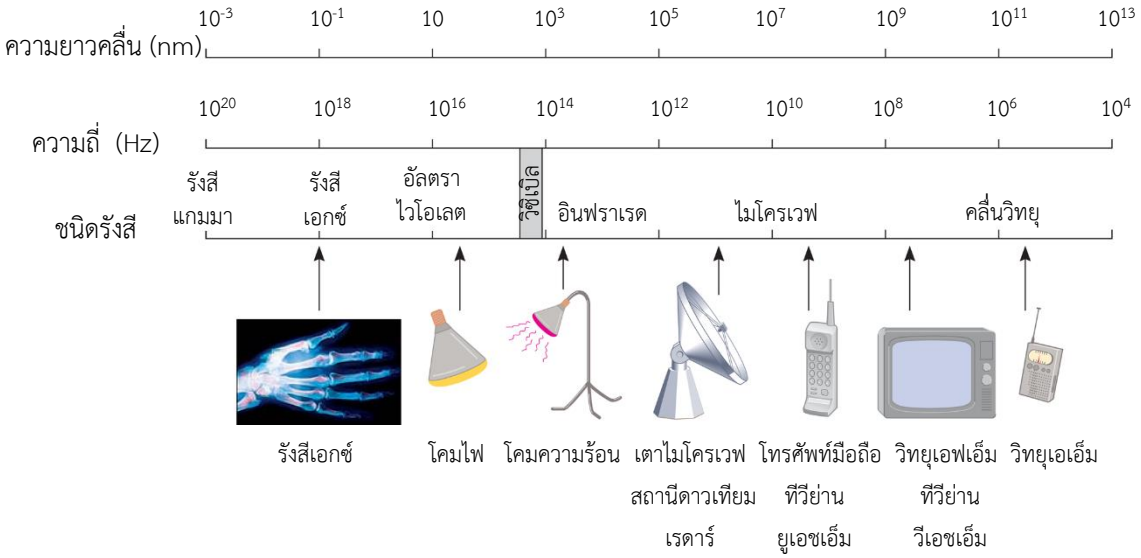
	จำนวนโปรตอน	จำนวนอิเล็กตรอน	จำนวนนิวตรอน
${}_{4}^{9}Be$	4	4	5
${}_{12}^{24}Mg^{2+}$	12	10	12
${}_{33}^{75}As^{3-}$	33	36	42

ทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม (Quantum theory)

ทฤษฎีควอนตัมจะช่วยอธิบายเกี่ยวกับอิเล็กตรอนได้เป็นอย่างดี โดยจะอธิบายเกี่ยวกับรังสีแม่เหล็กไฟฟ้า ทฤษฎีไฮโดรเจนอะตอมของโบว์ กลศาสตร์ควอนตันและเลขควอนตัม ซึ่งจะเกี่ยวกับการอยู่ของอิเล็กตรอนในอะตอม พลังงานของอิเล็กตรอนและบริเวณที่พบอิเล็กตรอน

1. รังสีแม่เหล็กไฟฟ้า (Electromagnetic radiation)

คลื่นมีหลากหลายชนิด โดยคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าจะมีช่วงรังสีคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าหลายรูปแบบ ดังภาพประกอบที่ 1.11 ได้แก่ รังสีแกมมา รังสีเอกซ์ อัลตราไวโอเลต วิซิเบิล อินฟราเรด ไมโครเวฟ และคลื่นวิทยุ โดยคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าเคลื่อนที่ได้ในสุญญากาศจะมีความเร็ว 3 x 10^8 m/s ใช้สัญลักษณ์ c โดยแมกซ์ พลังค์ (Max Planck) เสนอว่า พลังงานรังสีมีค่าเฉพาะตัวเท่านั้นเหมือนถุงหรือก้อนเล็ก ๆ เรียกพลังงานกลุ่มนี้ว่า ควอนตัม (Quantum) (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 324)



ภาพประกอบที่ 1.11 ชนิดของรังสีคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า
ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 278)

มีความสัมพันธ์เป็น

$$E = h\nu$$

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

เมื่อ E = ควอนตัมของพลังงาน (J)

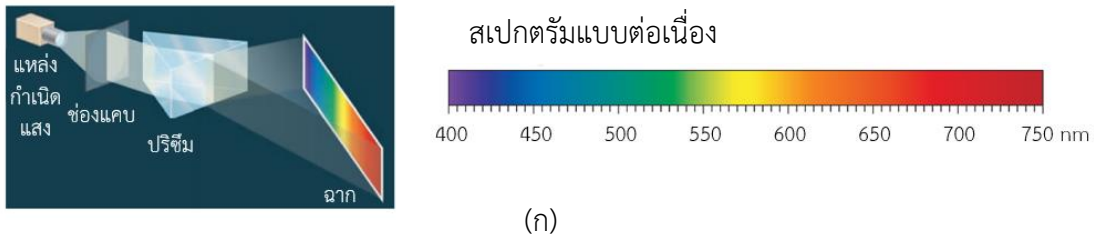
h = ค่าคงที่ของพลังค์ 6.63×10^{-34} (J.s)

ν = ความถี่ของรังสี (s^{-1})

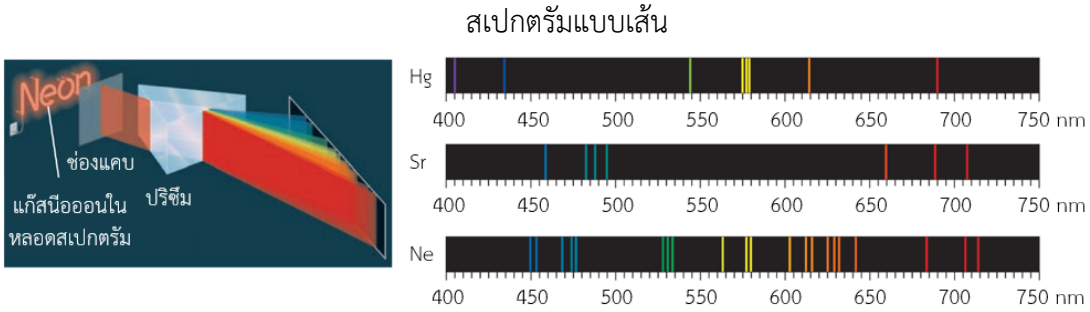
c = ความเร็ว 3×10^{8} m/s

λ = ความยาวคลื่น (nm)

เมื่อแสงสีขาวผ่านปริซึมจะเกิดการหักเหแสงสีต่าง ๆ เป็นสีรุ้ง ดังภาพประกอบที่ 1.12 (ก) โดยการเกิดสเปกตรัมแบบนี้เรียกว่า สเปกตรัมต่อเนื่อง (Continuous spectrum) หากเรากระตุ้นอะตอมโดยการใช้พลังงานภายนอกที่มีการให้ความร้อนหรือผ่านประจุไฟฟ้าเข้าไป อะตอมของธาตุจะเปล่งแสงได้เหมือนกัน จะได้สเปกตรัมเป็นเส้นสีต่าง ๆ เรียกว่า สเปกตรัมแบบเส้น (Line spectrum) ดังภาพประกอบ 1.12 (ข) (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 36-37)



(ก)

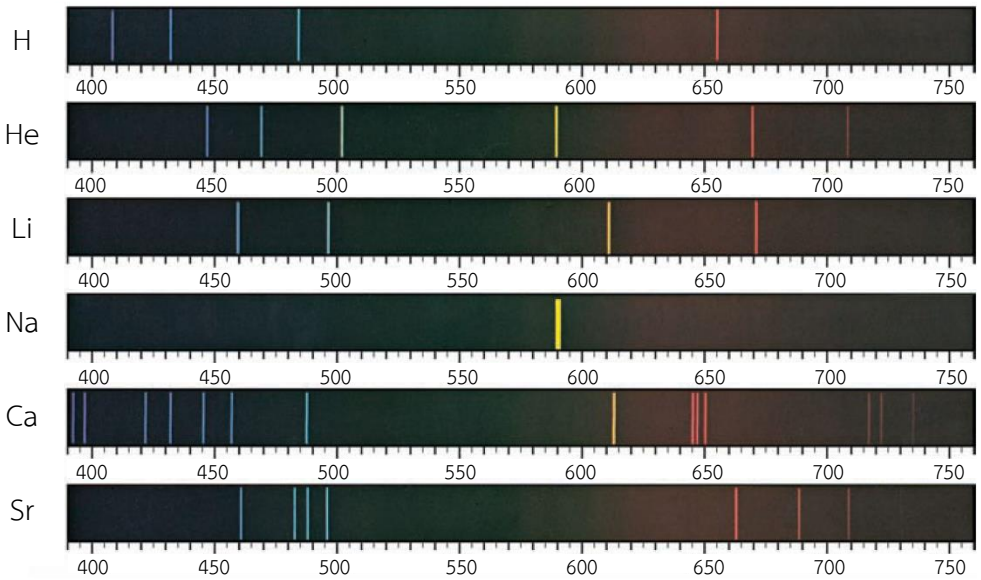


(ข)

ภาพประกอบที่ 1.12 การเกิดสเปกตรัมแบบต่อเนื่องและสเปกตรัมแบบเส้น

ที่มา : ดัดแปลงจาก Bauer, R.C. et al. (2013 : 252)

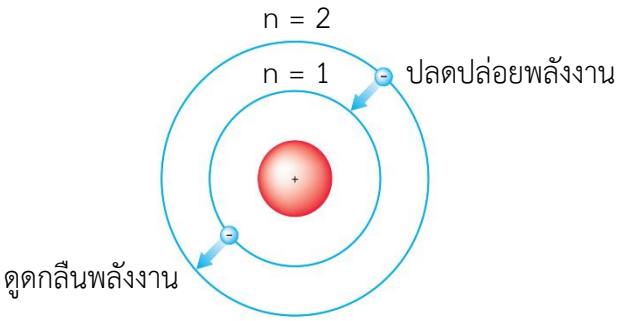
เส้นสเปกตรัมไฮโดรเจนเกิดขึ้นโดยผ่านประจุไฟฟ้าไปยังหลอดแก๊ส เมื่อแก๊สไฮโดรเจนได้รับประจุไฟฟ้าจะแตกตัวเป็นอะตอม เมื่อผ่านแสงไปยังปริซึมจะได้เส้นสเปกตรัม ดังภาพประกอบที่ 1.13 (รานี สุวรรณพฤกษ์, 2559 : 19) โดยธาตุแต่ละชนิดจะมีเส้นสเปกตรัมเฉพาะตัวไม่ซ้ำกัน มีเพียงบางเส้นเท่านั้นที่ซ้ำกัน แต่จะไม่ซ้ำกันทุกเส้นเช่นเดียวกับการพิสูจน์เอกลักษณ์ของคน (Ebbing, D.D. and Gammon, S.D., 2007 : 265) ตัวอย่างเช่น เส้นสเปกตรัมของ He กับ Li มีบางเส้นที่ซ้ำกันที่ความยาวคลื่นประมาณ 670 นาโนเมตร แต่เส้นสเปกตรัมอื่นไม่ได้ซ้ำกันทุกเส้น เป็นต้น



ภาพประกอบที่ 1.13 สเปกตรัมการเปล่งแสงของธาตุบางชนิด (ความยาวคลื่นมีหน่วยเป็น nm)
ที่มา : Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007 : 265)

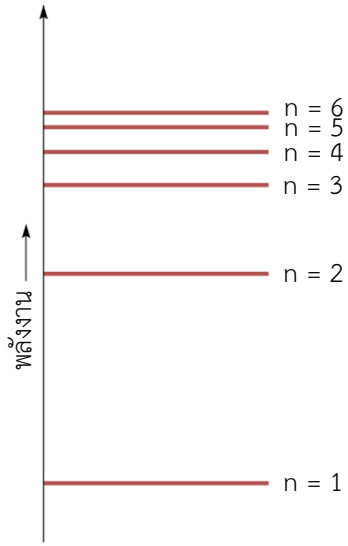
2. ทฤษฎีอะตอมไฮโดรเจนของโบว์ (The Bohr theory of the hydrogen atom)

ตั้งแต่คริสต์ศตวรรษที่ 17 นักวิทยาศาสตร์พยายามศึกษาลักษณะเฉพาะตัวของแสงขาว โดยสเปกตรัมการเปล่งแสง เป็นสเปกตรัมของรังสีที่ปลดปล่อยจากวัตถุหนึ่งอาจจะเป็นเส้นหรือแถบต่อเนื่องดังภาพประกอบที่ 1.14 โดยอะตอมในสภาวะปกติที่สถานะพื้น (Ground state) จะไม่มีการเปล่งแสง แต่เมื่อมีการกระตุ้น อิเล็กตรอนจะมีพลังงานสูงขึ้นไปอยู่ในสถานะกระตุ้น (Excited state) และเมื่ออิเล็กตรอนกลับลงมาสู่สถานะพื้นจะมีการปลดปล่อยพลังงานออกมา (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 332)



ภาพประกอบที่ 1.14 กระบวนการเปล่งแสงของอิเล็กตรอน
ที่มา : ดัดแปลงจาก Manning, P. (2008 : 28)

ทฤษฎีของโบว์ช่วยอธิบายเส้นสเปกตรัมของอะตอมของไฮโดรเจน โดยอะตอมจะมีการดูดกลืนพลังงานทำให้อิเล็กตรอนเปลี่ยนจากสถานะพลังงานต่ำไปยังพลังงานสูง ในทางกลับกันเมื่ออิเล็กตรอนมีการเปลี่ยนจากระดับพลังงานสูงไปพลังงานต่ำ อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่อยู่ในระดับพลังงาน เรียกว่า วงโคจร ไม่มีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่ระหว่างชั้นระดับพลังงาน โดยความแตกต่างในระดับพลังงานต่ำจะมีค่าความแตกต่างของระดับพลังงานมากกว่าในระดับพลังงานสูง ดังภาพประกอบที่ 1.15 เมื่อระดับพลังงานเพิ่มมากขึ้น ระยะห่างระหว่างระดับพลังงานจะมีค่าลดลง (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 332)



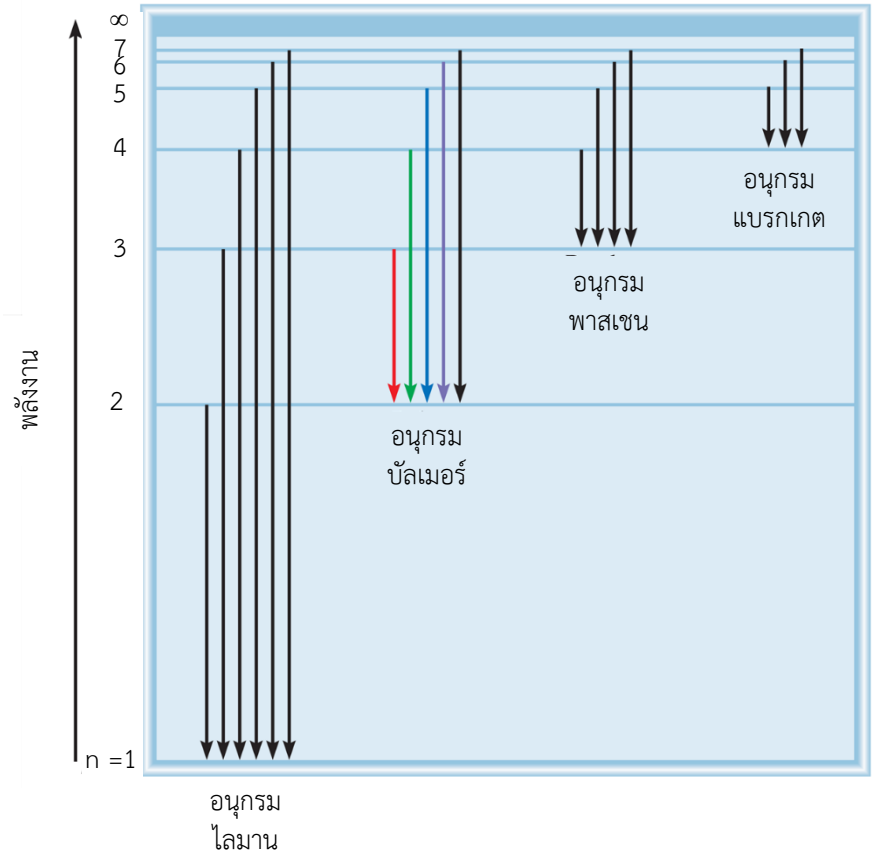
ภาพประกอบที่ 1.15 ระดับพลังงานหลักของอะตอม
ที่มา : ดัดแปลงจาก Davis, R.E., et al. (2009 : 107)

ในปี ค.ศ. 1885 โยฮันน์ ยาคอบ บัลเมอร์ (Johann Jakob Balmer) ต้องการหาความยาวคลื่นของเส้นสเปกตรัมของอะตอมไฮโดรเจนเรียกอนุกรมนี้ว่า อนุกรมบัลเมอร์ (Balmer series) ดังตารางที่ 1.2 และภาพประกอบที่ 1.16

ตารางที่ 1.2 อนุกรมในสเปกตรัมการเปล่งแสงของไฮโดรเจนอะตอม

อนุกรม	ระดับพลังงานเริ่มต้น	ระดับพลังงานสุดท้าย	ช่วงสเปกตรัม
ไลมาน	1	2, 3, 4,...	อัลตราไวโอเลต
บัลเมอร์	2	3, 4, 5,...	แสงที่มองเห็นและอัลตราไวโอเลต
พาสเชน	3	4, 5, 6,...	อินฟราเรด
แบรกเกต	4	5, 6, 7,...	อินฟราเรด

ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 286)



ภาพประกอบที่ 1.16 ระดับพลังงานของอะตอมไฮโดรเจนในการเปล่งแสง
ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 286)

โดย n_i เป็นการเปล่งแสงของอิเล็กตรอนตกลงในสถานะต่ำกว่าและ n_f สถานะอิเล็กตรอนถูกกระตุ้น แสดงความสัมพันธ์ได้เป็น

$$\Delta E = E_f - E_i$$

$$E_f = -R_H \left(\frac{1}{n_f^2}\right)$$

$$E_i = -R_H \left(\frac{1}{n_i^2}\right)$$

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

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

3. กลศาสตร์ควอนตัม (Quantum mechanics)

การนำทฤษฎีโบว์มาอธิบายการเปลี่ยนระดับชั้นพลังงานสามารถอธิบายได้ดีสำหรับหนึ่งอิเล็กตรอน แต่ถ้ามากกว่าหนึ่งอิเล็กตรอน การอธิบายจะมีข้อจำกัด จึงได้มีการศึกษาทฤษฎีใหม่เพื่อใช้ในการอธิบาย ในปี ค.ศ. 1892-1987 ลุย เดอ บรอยล์ (Louis de Broglie) กล่าวว่า การเคลื่อนที่ของสสารใด ๆ มีลักษณะเป็นคลื่น นำมาใช้กับการเคลื่อนที่เป็นวงโคจรรอบนิวเคลียสของโบว์ ต่อมาพบว่า สมบัติการเป็นคลื่นและอนุภาคมีอยู่ทุกสสาร คลื่นประพฤติตัวเป็นอนุภาคและอนุภาคประพฤติตัวเป็นคลื่น เส้นทางเดินเป็นวงโคจรอิเล็กตรอนของโบว์เป็นคลื่น (รานี สุวรรณพฤกษ์, 2559 : 40)

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

แนวคิดของโบว์ไม่สามารถอธิบายสเปกตรัมการเปล่งแสงของอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่า 1 ตัว ได้ อีกปัญหาหนึ่งคือ อิเล็กตรอนเป็นคลื่น ไม่สามารถบอกตำแหน่งที่แน่นอนของคลื่นได้ เวอร์เนอร์ ไฮเซนเบิร์ก (Werner Heisenberg) กล่าวว่า เป็นไปไม่ได้ที่จะรู้โมเมนตัม p (มวลคูณความเร็ว) และตำแหน่งของอนุภาคอย่างแน่นอนในเวลาเดียวกัน เรียกว่า หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก

(Heisenberg uncertainty principle) (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 342) เขียนความสัมพันธ์ได้เป็น

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

เมื่อ Δx = ความไม่แน่นอนในการวัดตำแหน่ง

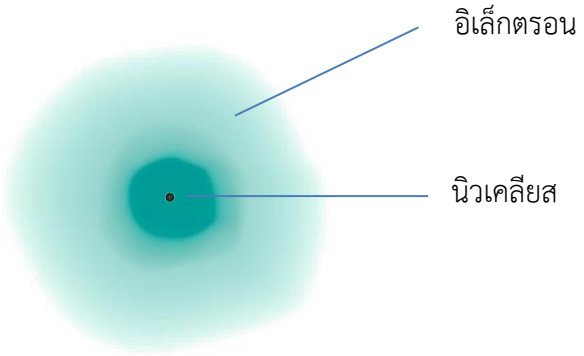
Δp = ความไม่แน่นอนในการวัดโมเมนตัม

หากนำหลักการนี้มาประยุกต์ใช้จะพบว่าอิเล็กตรอนไม่ได้เคลื่อนเป็นวงโคจรรอบนิวเคลียสด้วยเส้นทางโคจรที่ชัดเจน

ใน ค.ศ. 1926 แอร์วิน ชเรอดิงเงอร์ (Erwin Schrödinger) ได้ศึกษาสมการคลื่น สมการคลื่นบอกให้ทราบว่า บริเวณใดที่ว่างรอบนิวเคลียสที่มีความน่าจะเป็นหรือโอกาสสูงที่จะพบอิเล็กตรอนที่มีพลังงานเฉพาะตามที่กำหนด ค่ากำลังสองและฟังก์ชันคลื่น (Ψ^2) เป็นปฏิภาคกับความน่าจะเป็นของการที่พบอิเล็กตรอนที่จุดหนึ่งจุดใดในปริมาตรจำนวนหนึ่งรอบ ๆ นิวเคลียส (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 46-47)

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

บริเวณใดที่มีความหนาแน่นของอิเล็กตรอนมาก ความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนสูง ในทางกลับกัน บริเวณใดที่มีความหนาแน่นของอิเล็กตรอนน้อย ความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนก็น้อยเช่นเดียวกัน เป็นการบอกความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนในบริเวณหนึ่ง ๆ ของอะตอม เป็นแนวคิดของความหนาแน่นของอิเล็กตรอน (Electron density) ดังภาพประกอบที่ 1.17 เพื่อความแตกต่างจากการอธิบายของโบว์ จึงใช้คำว่า ออร์บิทัลอะตอม (Atomic orbital) แทนคำว่า วงโคจร (Orbit)



ภาพประกอบที่ 1.17 แบบจำลองอะตอมตามทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัม
ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 294)

4. เลขควอนตัม (Quantum numbers)

เพื่ออธิบายอิเล็กตรอนในอะตอมได้อย่างสมบูรณ์ จึงใช้เลขควอนตัมในการอธิบาย ได้แก่ เลขควอนตัมหลัก (Principle quantum number) เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum number) เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number) และเลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number)

4.1 เลขควอนตัมหลัก (Principle quantum number)

เลขควอนตัมหลัก (n) บอกให้ทราบถึงระดับพลังงานที่มีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลมีตัวเลขจำนวนเต็ม คือ 1, 2, 3, ... และยังบอกให้ทราบระยะห่างเฉลี่ยของอิเล็กตรอนจากนิวเคลียส ยิ่ง n มาก แสดงว่า ระยะห่างเฉลี่ยของอิเล็กตรอนจากนิวเคลียสมาก ทำให้ออร์บิทัลมีขนาดใหญ่ (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 50)

4.2 เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular momentum quantum number)

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (l) บอกให้ทราบถึงระดับพลังงานย่อยของอิเล็กตรอนนั้น ๆ และรูปร่างของออร์บิทัลที่อิเล็กตรอนบรรจุอยู่ ค่าของ l เป็นตัวเลขจำนวนเต็ม คือ 0 ถึง (n-1) ซึ่งขึ้นอยู่กับเลขควอนตัมหลัก (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 346) โดยถ้า

n = 1	ค่า l = 0	อิเล็กตรอนบรรจุอยู่ในระดับพลังงานย่อย s
n = 2	ค่า l = 0, 1	อิเล็กตรอนบรรจุอยู่ในระดับพลังงานย่อย s p
n = 3	ค่า l = 0, 1, 2	อิเล็กตรอนบรรจุอยู่ในระดับพลังงานย่อย s p d

ซึ่งค่า l มักเขียนเป็นสัญลักษณ์แทนเป็น s, p, d, ... ออร์บิทัลที่มี n และ l เท่ากัน เรียก ชั้นย่อย (Subshell) เช่น n = 2 ประกอบด้วย 2 ชั้นย่อย l = 0 และ l = 1 เรียกชั้นย่อยว่า 2s และ 2p โดยเลข 2 เป็นค่า n และ s p เป็นค่า l

4.3 เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic quantum number)

เลขควอนตัมแม่เหล็ก (m_l) บอกจำนวนออร์บิทัลภายในชั้นย่อย โดยค่า m_l ขึ้นอยู่กับเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม ค่า m_l เป็นตัวเลขจำนวนเต็ม มีค่า 2l + 1 (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 346-347)

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

ถ้า l = 0 มี m_l = 0

l = 1 มี m_l = +1 0 -1

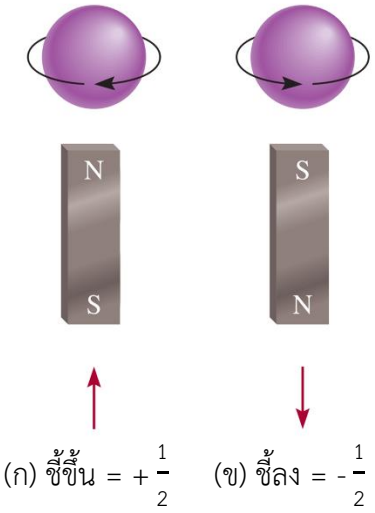
l = 2 มี m_l = +2 +1 0 -1 - 2

l = 3 มี m_l = +3 +2 +1 0 -1 -2 -3

ตัวอย่างเช่น n = 2 และ l = 1 จะทำให้ m_l มีค่าเป็น +1 0 -1 มีจำนวน 3 ค่า แสดงว่าในระดับพลังงาน n = 2 ที่มี l = 1 มีออร์บิทัล 2p ภายในชั้นย่อย 2p มีอยู่ 3 ออร์บิทัล

4.4 เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number)

เลขควอนตัมสปิน (m_s) บอกสถานะในการสปินของอิเล็กตรอนแต่ละตัว มีค่าเป็น $+\frac{1}{2}$ และ $-\frac{1}{2}$ โดยอิเล็กตรอนเป็นอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้า ซึ่งหมุนรอบตัวเองได้ อิเล็กตรอนจึงเหมือนแท่งแม่เหล็ก (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 52) ดังภาพประกอบที่ 1.18 อิเล็กตรอนหมุนได้ 2 แบบ คือ (ก) การหมุนตามเข็มนาฬิกา (ชี้ขึ้น) และ (ข) การหมุนทวนเข็มนาฬิกา (ชี้ลง)



ภาพประกอบที่ 1.18 การสปินของอิเล็กตรอนในทิศทางหมุนตามเข็มนาฬิกาและในทิศทางหมุนทวนเข็มนาฬิกา

ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 488)

อิเล็กตรอนแต่ละตัวจะมีเลขควอนตัมทั้ง 4 เฉพาะตัว มีบางค่าซ้ำกันได้ แต่ไม่สามารถซ้ำกันได้หมดทั้ง 4 ค่า ดังตารางที่ 1.3 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างค่า n l และ m_l เมื่อ n = 1 ถึง n = 4

ตารางที่ 1.3 ความสัมพันธ์ระหว่าง n l และ m_l (เมื่อ n = 4)

n	l	สัญลักษณ์ในระดับพลังงานย่อย	m_l	จำนวนออร์บิทัลในระดับพลังงานย่อย	จำนวนอิเล็กตรอน ($2n^2$)	จำนวนออร์บิทัล (n^2)
1	0	1s	0	1	2	1
2	0	2s	0	1	2	4
	1	2p	+1, 0, -1	3	6	
3	0	3s	0	1	2	9
	1	3p	+1, 0, -1	3	6	
	2	3d	+2, +1, 0, -1, -2	5	10	

ตารางที่ 1.3 (ต่อ)

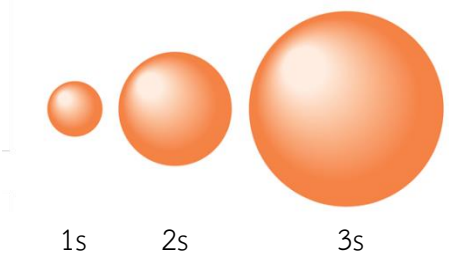
n	l	สัญลักษณ์ในระดับพลังงานย่อย	m_l	จำนวนออร์บิทัลในระดับพลังงานย่อย	จำนวนอิเล็กตรอน ($2n^2$)	จำนวนออร์บิทัล (n^2)
4	0	4s	0	1	2	16
	1	4p	+1, 0, -1	3	6	
	2	4d	+2, +1, 0, -1, -2	5	10	
	3	4f	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	7	14	

ที่มา : ดัดแปลงจาก Brown, T.L. et al. (2015 : 229)

ออร์บิทัลอะตอม (Atomic orbitals)

ความสัมพันธ์ระหว่างเลขควอนตัมกับออร์บิทัลอะตอม แสดงดังตารางที่ 1.3 จากตารางจะเห็นว่า จำนวนออร์บิทัลจะมีความสัมพันธ์กับค่า m_l โดยถ้า m_l = +1 0 -1 จะมีจำนวนออร์บิทัลเท่ากับ 3 ออร์บิทัล l = 1 เป็นออร์บิทัล p เขียนแทนด้วย p_x p_y p_z ดังมีรายละเอียดที่จะกล่าวต่อไป

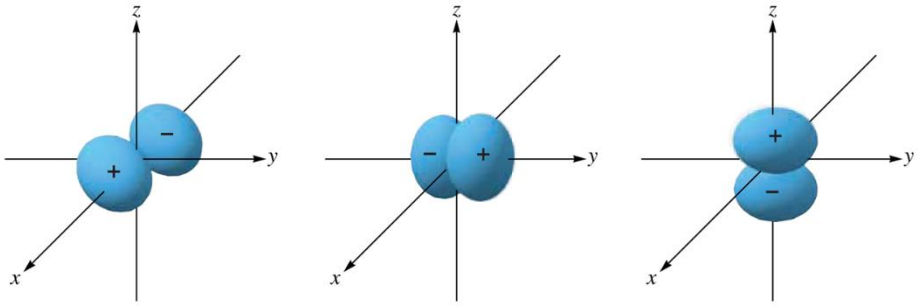
ออร์บิทัล s (s orbitals) เริ่มต้น n = 1 มีค่า m_l = 0 มี 1 ออร์บิทัล เขียนแทนด้วย l = 0 คือ ออร์บิทัล s มีลักษณะเป็นทรงกลมแต่ขนาดแตกต่างกัน (จตุพร วิทยาคุณ, 2552 : 11) แสดงดังภาพประกอบที่ 1.19 โดยขนาดออร์บิทัลเพิ่มขึ้นตามระดับพลังงานหรือเพิ่มตามเลขควอนตัมหลัก



ภาพประกอบที่ 1.19 แผนภาพพื้นผิวขอบเขตของออร์บิทัล s

ที่มา : ดัดแปลงจาก Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A. (2007 : 295)

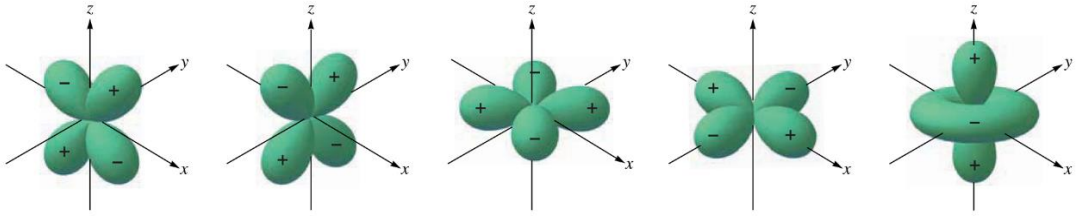
ออร์บิทัล p (p orbitals) เริ่มต้น n = 2 มีค่า m_l = +1 0 -1 มี 3 ออร์บิทัล เขียนแทนด้วย l = 1 คือ ออร์บิทัล p_x p_y p_z (จตุพร วิทยาคุณ, 2552 : 11) แสดงดังภาพประกอบที่ 1.20 ตัวห้อย x y และ z บอกถึงทิศทาง การเรียงตัวของออร์บิทัลตามแนวแกน x y และ z ซึ่งทั้ง 3 ออร์บิทัลมีขนาดและรูปร่างเหมือนกัน แต่แตกต่างกันที่ทิศทางการเรียงตัวตามแนวแกน โดยขนาดออร์บิทัลเพิ่มขึ้นเช่นเดียวกับออร์บิทัล s (Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A., 2007 : 296)



p_x p_y p_z

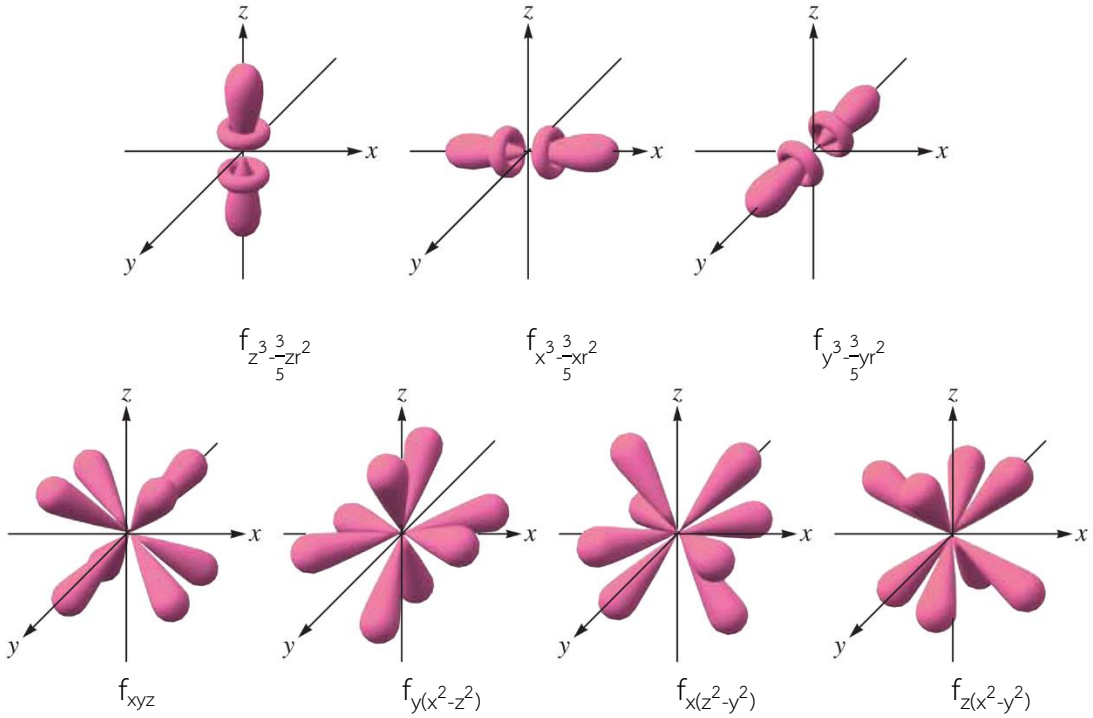
ภาพประกอบที่ 1.20 แผนภาพพื้นผิวขอบเขตของออร์บิทัล p
ที่มา : Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A. (2007 : 296)

ออร์บิทัล d (d orbitals) เริ่มต้น n = 3 มีค่า m_l = +2 +1 0 -1 -2 มี 5 ออร์บิทัล เขียนแทนด้วย l = 2 คือ ออร์บิทัล d_{xy} d_{xz} d_{yz} $d_{x^2-y^2}$ และ d_{z^2} (จตุพร วิทยาคุณ, 2552 : 11) แสดงดังภาพประกอบที่ 1.21 โดยขนาดออร์บิทัลเพิ่มขึ้นเช่นเดียวกับออร์บิทัล s ส่วนออร์บิทัล f และออร์บิทัลอื่น ๆ มีลักษณะเช่นเดียวกัน



d_{xz} d_{yz} d_{xy} $d_{x^2-y^2}$ d_{z^2}

ภาพประกอบที่ 1.21 แผนภาพพื้นผิวขอบเขตของออร์บิทัล d และ f



ภาพประกอบที่ 1.21 (ต่อ)

ที่มา : Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A. (2007 : 297)

ตัวอย่างที่ 1.2 จงบอกค่าเลขควอนตัม n l และ m_l ของออร์บิทัลในชั้นย่อย 3d

วิธีทำ แนวคิด โจทย์ให้หา n l และ m_l ของ 3d

เมื่อ n = บอกระดับชั้นพลังงาน

l = บอกรูปร่างออร์บิทัล

m_l = บอกจำนวนออร์บิทัล

ดังนั้น n = 3 l = 2 m_l = +2 +1 0 -1 -2

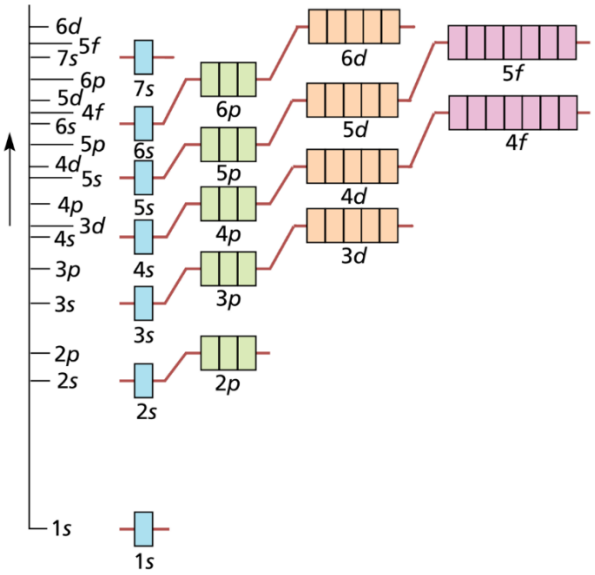
ตัวอย่างที่ 1.3 จงบอกจำนวนออร์บิทัลทั้งหมด เมื่อ n = 4

วิธีทำ แนวคิด โจทย์ให้หาจำนวนออร์บิทัลทั้งหมด

เมื่อ n = 4	l = 0	m_l = 0	จำนวน 1 ออร์บิทัล
	l = 1	m_l = +1 0 -1	จำนวน 3 ออร์บิทัล
	l = 2	m_l = +2 +1 0 -1 -2	จำนวน 5 ออร์บิทัล
	l = 3	m_l = +3 +2 +1 0 -1 -2 -3	จำนวน 7 ออร์บิทัล

ดังนั้น จำนวนออร์บิทัลทั้งหมด เมื่อ n = 4 จำนวน 16 ออร์บิทัล

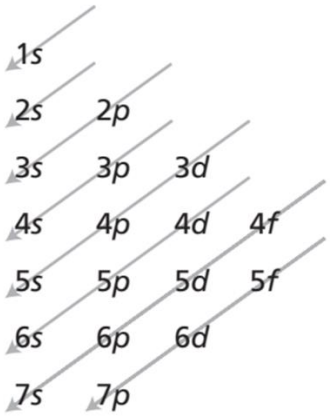
เมื่อพิจารณารูปร่างและขนาดของออร์บิทัลอะตอม สามารถเรียงลำดับพลังงานได้ดังนี้ 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d ... แสดงดังภาพประกอบที่ 1.22



ภาพประกอบที่ 1.22 แผนภาพระดับพลังงานของออร์บิทัลที่เพิ่มขึ้น

ที่มา : Davis, R.E. et al. (2009 : 111)

โดยวิธีการจัดเรียงอิเล็กตรอนที่ถูกต้อง แสดงดังแผนภาพการบรรจุอิเล็กตรอนดังภาพประกอบที่ 1.23 โดยเริ่มจากปลายลูกศรมาหาที่หัวลูกศรตามลำดับ

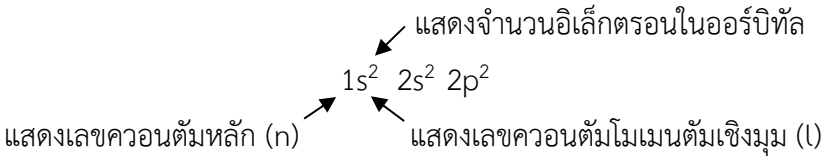


ภาพประกอบที่ 1.23 ลำดับการบรรจุอิเล็กตรอนในระดับชั้นย่อย (Subshell) ของอะตอมหลายอิเล็กตรอน

ที่มา : Davis, R.E. et al. (2009 : 114)

การจัดเรียงอิเล็กตรอน (Electron configurations)

ในการจัดเรียงอิเล็กตรอนต้องจัดเรียงตามแผนภาพการจัดเรียงอิเล็กตรอน โดยเริ่มจากระดับพลังงานที่ต่ำ โดยเริ่มจากปลายลูกศรมาหาหัวลูกศร บรรจุอิเล็กตรอนในอะตอมให้ครบ โดยจำนวนอิเล็กตรอนจะมีค่าเท่ากับเลขอะตอม (Davis, R.E. et al., 2009 : 114) ดังตัวอย่าง การบรรจุอิเล็กตรอนของ $^{12}_{6}C$



จากการจัดเรียงอิเล็กตรอนของคาร์บอนอะตอมเป็น $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ มีที่มาจากการใช้หลักการและกฎหลายข้อ การเขียนแสดงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล เขียนได้ 2 แบบ เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 14) ดังนี้

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

$2p^2$ หมายความว่า มี 2 อิเล็กตรอน ในออร์บิทัล 2p

แบบที่ 2 เขียนออร์บิทัลเป็นรูป ☐ หรือ O หรือ __

เขียนอิเล็กตรอนเป็นลูกศร ↑ หรือ ⏌ = หมุนขึ้น

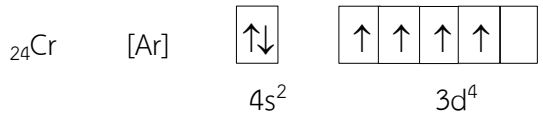
เขียนอิเล็กตรอนเป็นลูกศร ↓ หรือ ⏎ = หมุนลง

1. หลักการเอาฟบาว (Aufbau principle)

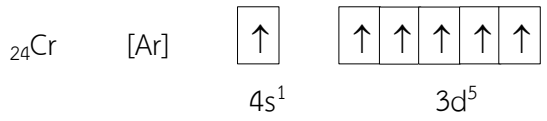
หลักการเอาฟบาว กล่าวว่า เมื่อโปรตอนถูกเติมไปยังนิวเคลียสครั้งละหนึ่งตัวเพื่อสร้างธาตุใหม่ อิเล็กตรอนจะถูกเติมไปยังออร์บิทัลอะตอมเช่นเดียวกัน โดยต้องบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำก่อนเสมอ แล้วตามด้วยระดับพลังงานที่สูงขึ้นตามมา (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 361 และรานี สุวรรณพฤกษ์, 2559 : 63)

ในการจัดเรียงอิเล็กตรอนในรูปแกนแก๊สเฉื่อย (Noble gas core) เป็นการเขียนแก๊สเฉื่อยแทนการจัดเรียงอิเล็กตรอนภายในวงเล็บ แล้วตามด้วยการบรรจุอิเล็กตรอนในชั้นพลังงานย่อยที่เหลือ ตัวอย่างเช่น ${}_{6}C$ จัดเรียงอิเล็กตรอนได้เป็น $1s^2\ 2^2\ 2p^2$ จึงใช้ [He] แทนแกนฮีเลียม ซึ่งเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนใหม่ได้เป็น [He] $2s^2\ 2p^2$

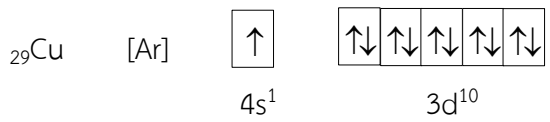
แต่การจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุบางชนิดไม่เป็นไปตามนั้น ตัวอย่างเช่น การจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุโครเมียม (Cr) จัดเรียงอิเล็กตรอนได้เป็น



แต่ความเป็นจริงแล้ว Cr สามารถจัดเรียงอิเล็กตรอนได้เป็น



เนื่องจากการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็นแบบการบรรจุครึ่ง (Half-filled configuration) ทั้งออร์บิทัล s และ p จึงมีความเสถียรกว่าเดิม เช่นเดียวกับกรณีการจัดเรียงอิเล็กตรอนของทองแดง (Cu)



ซึ่งเป็นการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบการบรรจุเต็ม (Fill configuaration) โดยการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบการบรรจุเต็มจะมีความเสถียรกว่าแบบการบรรจุครึ่ง

ตัวอย่างที่ 1.4 จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุ $_{7}N$ และ $_{17}Cl$

วิธีทำ แนวคิด โจทย์ให้จัดเรียงอิเล็กตรอน

1. จัดเรียงอิเล็กตรอน $_{7}N$ ตามแผนภาพการบรรจุอิเล็กตรอน

$$_{7}N \quad = \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^3$$

2. จัดเรียงอิเล็กตรอน $_{17}Cl$ ตามแผนภาพการบรรจุอิเล็กตรอน

$$_{17}Cl \quad = \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^5$$

2. หลักการกีดกันของเพาลี (The Pauli exclusion principle)

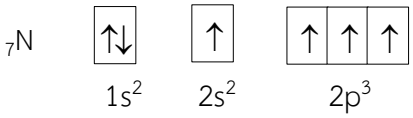
หลักการกีดกันของเพาลี กล่าวว่า ไม่มีอิเล็กตรอนสองตัวใดในอะตอมที่มีเลขควอนตัมทั้งสี่เหมือนกันหมด โดยอิเล็กตรอน 2 ตัว ในออร์บิทัลเดียวกันมีค่า n l m_l เท่ากัน แต่ m_s จะมีค่าไม่เหมือนกัน คือ อิเล็กตรอน 1 ตัว จะมีการสปินขึ้น และอีก 1 ตัว ต้องมีการสปินลงภายในออร์บิทัลเดียวกัน (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 354) จะเห็นว่า แบบ (ก) และ (ข) ผิดหลักของเพาลี เนื่องจากแบบ (ก) มีการสปินขึ้นทั้งคู่ และแบบ (ข) มีการสปินลงทั้งคู่ จะทำให้ค่า m_s ซ้ำกัน ดังนั้นแบบ (ค) จึงเป็นไปได้มากที่สุด เพราะจะทำให้เลขควอนตัมทั้งสี่ไม่ซ้ำกัน

(ก)	(ข)	(ค)
$\boxed{\uparrow\uparrow}$	$\boxed{\downarrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$
$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$
$(1\ 0\ 0\ +\frac{1}{2})$	$(1\ 0\ 0\ -\frac{1}{2})$	$(1\ 0\ 0\ +\frac{1}{2})$
$(1\ 0\ 0\ +\frac{1}{2})$	$(1\ 0\ 0\ -\frac{1}{2})$	$(1\ 0\ 0\ -\frac{1}{2})$

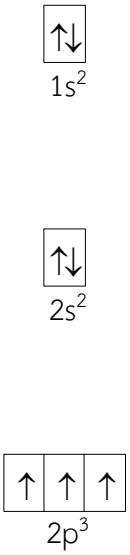
ตัวอย่างที่ 1.5 จงหาเลขควอนตัมทั้ง 4 ของอิเล็กตรอนในแต่ละตัวในสถานะพื้นของ $_{7}N$

วิธีทำ แนวคิด โจทย์ให้หาเลขควอนตัมทั้ง 4 ของอิเล็กตรอน

1. จัดเรียงอิเล็กตรอนของ $_{7}N$



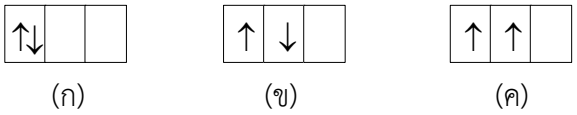
2. หาเลขควอนตัมทั้ง 4



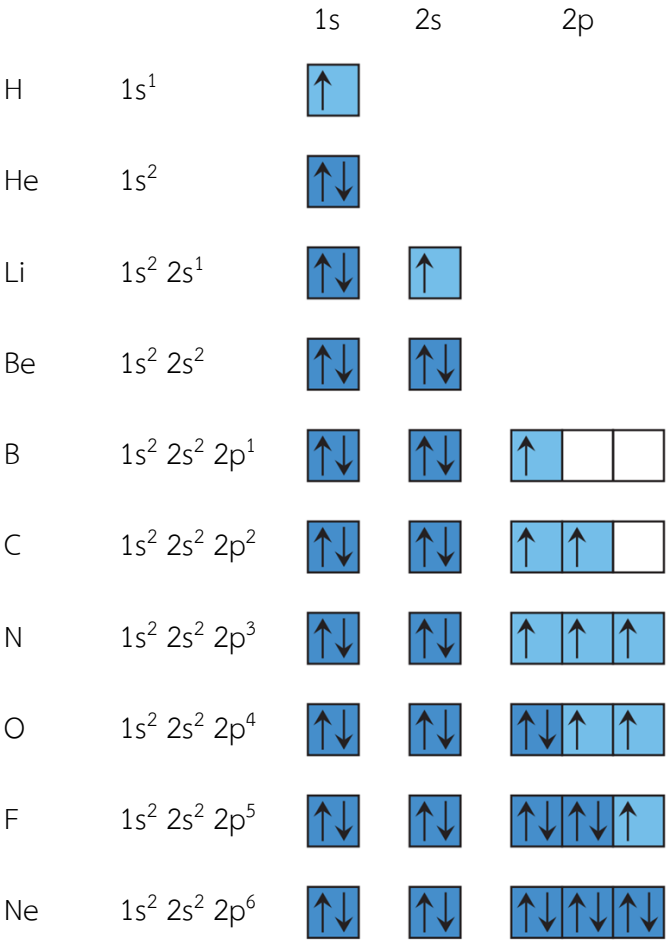
	n	l	m_l	m_s
$1s^2$	1	0	0	$+\frac{1}{2}$
	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
$2s^2$	2	0	0	$+\frac{1}{2}$
	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
$2p^3$	2	1	+1	$+\frac{1}{2}$
	2	1	0	$+\frac{1}{2}$
	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$

3. กฎของฮุนด์ (Hund's rule)

กฎของฮุนด์ กล่าวว่า การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยที่เสถียรที่สุด คือ การจัดให้มีการสปินขนานกันมากที่สุด (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 358) ตัวอย่างเช่น การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ $2p^2$ จะเห็นได้ว่า การจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบ (ค) เป็นการจัดเรียงอิเล็กตรอนที่มีการขนานกันมากที่สุด ดังภาพประกอบที่ 1.24 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของธาตุ 10 ธาตุแรก



(ก) (ข) (ค)



ภาพประกอบที่ 1.24 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย 10 ธาตุแรก
ที่มา : Bauer, R.C. et al. (2013 : 261)

4. โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุ (Electron configuration of the element)

การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่าง ๆ ตัวอย่างเช่น คาร์บอน มีเลขอะตอม 6 จะจัดเรียงอิเล็กตรอนได้เป็น $1s^2$ 2^2 $2p^2$ เนื่องจากออร์บิทัล s บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 2 ส่วนออร์บิทัล p บรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุด 6 แต่บรรจุเพียงแค่ 2 จำนวนอิเล็กตรอนจึงมีจำนวนพอดี ตารางที่ 1.4 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในสถานะพื้นตั้งแต่ธาตุไฮโดรเจน (H) เลขอะตอม 1 จนถึงธาตุออกา-เนสซอน (Og) เลขอะตอม 118

ตารางที่ 1.4 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	$[Rn]7s^25f^{14}6d^{10}7p^1$

ตารางที่ 1.4 (ต่อ)

เลขอะตอม	สัญลักษณ์	การจัดอิเล็กตรอน	เลขอะตอม	สัญลักษณ์	การจัดอิเล็กตรอน	เลขอะตอม	สัญลักษณ์	การจัดอิเล็กตรอน
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

อะตอม มาจากภาษากรีกแปลว่า แบ่งแยกไม่ได้ ดอลตัน ได้เสนอทฤษฎีอะตอมขึ้น สรุปได้ว่า อะตอมมีขนาดเล็กมาก ไม่สามารถแบ่งแยกได้อีก ต่อมาทอมสัน ได้ค้นพบอิเล็กตรอนที่มีประจุลบเป็นองค์ประกอบภายในทรงกลมที่มีประจุบวก อิเล็กตรอนมีขนาดเล็กมาก ประจุลบของอิเล็กตรอนเท่ากับประจุบวก ต่อมารัทเทอร์ฟอร์ด ได้ทำการยิงอนุภาคแอลฟาผ่านไปยังแผ่นทองคำบาง ๆ ทำให้ค้นพบว่า อะตอมประกอบด้วยโปรตอน นิวตรอน อิเล็กตรอน โดยตรงกลางเป็นนิวเคลียสประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน ส่วนอิเล็กตรอนมีน้ำหนักเบามากกระจายรอบ ๆ นิวเคลียส ธาตุทุกชนิดจะมีจำนวนโปรตอนเฉพาะตัว โดยเลขอะตอมคือตัวเลขของจำนวนโปรตอน ส่วนเลขมวลคือ ตัวเลขของจำนวนโปรตอนรวมกับจำนวนนิวตรอนที่มีอยู่ในนิวเคลียส ยกเว้นไฮโดรเจน

ทฤษฎีของโบว์ช่วยอธิบายเส้นสเปกตรัมของอะตอมของไฮโดรเจน อิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่ในระดับพลังงาน เรียกว่า วงโคจร ไม่มีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่ระหว่างชั้นระดับพลังงาน แต่การอธิบายมีข้อจำกัด จึงใช้ทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัมมาอธิบาย โดยบริเวณใดที่มีความหนาแน่นของอิเล็กตรอนมาก ความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนจำนวนมาก เป็นการบอกความน่าจะเป็นที่จะพบอิเล็กตรอนในบริเวณหนึ่ง ๆ ของอะตอม ซึ่งเป็นแนวคิดของความหนาแน่นของอิเล็กตรอน ทำให้สามารถอธิบายอิเล็กตรอนในอะตอมได้อย่างสมบูรณ์

การใช้เลขควอนตัมในการอธิบายอิเล็กตรอนประกอบด้วย เลขควอนตัมหลัก เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม เลขควอนตัมแม่เหล็ก และเลขควอนตัมสปิน ซึ่งในการจัดเรียงอิเล็กตรอนที่ถูกต้องเป็นไปตามการจัดเรียงตามแผนภาพการจัดเรียงอิเล็กตรอน โดยมีหลักการของเอาฟบาว หลักการกีดกันของเพาลีและกฎของฮุนด์

คำถามท้ายบทที่ 1

1. จงวาดแบบจำลองอะตอมของดอลตัน ทอมสัน รัทเทอร์ฟอร์ด และโบว์ ตามลำดับ
2. เส้นสเปกตรัมสีเขียวของ Cd มีความยาวคลื่น 490 นาโนเมตร จะมีความถี่กี่เฮิร์ต และพลังงานกี่จูล
3. จงเปรียบเทียบค่าพลังงานเมื่ออิเล็กตรอนมีการคายพลังงานต่างระดับชั้นพลังงาน

   $E_5 \longrightarrow E_3$ $E_4 \longrightarrow E_2$ $E_3 \longrightarrow E_1$
4. จงบอกจำนวนโปรตอน นิวตรอน และอิเล็กตรอนของธาตุหรือไอออนต่อไปนี้
   1) $^{7}_{3}Li$
   2) $^{14}_{7}N^{3-}$
   3) $^{40}_{20}Ca^{2+}$
5. จงหามวลโมเลกุลจากเลขมวลของสารประกอบต่อไปนี้
   1) CH_4
   2) $Ca(NO_3)_2$
   3) $MgSO_4.7H_2O$
   4) $K_3[Fe(CN)_6]$
6. จงบอกจำนวนอิเล็กตรอนเดี่ยวของธาตุหรือไอออนต่อไปนี้

   $_{11}Na$ $_{15}P^{3-}$ $_{18}Ar$ $_{24}Cr$ $_{25}Mn^{2+}$ $_{33}As$ $_{53}I$
7. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอน พร้อมบอกหมู่และคาบของธาตุสมมุติต่อไปนี้

   $_{8}A$ $_{31}B$ $_{38}C$ $_{52}D$
8. จงบอกเลขควอนตัม n l m_l และ m_s ของอิเล็กตรอนตัวสุดท้ายในออร์บิทัลต่อไปนี้
   1) $1s^1$
   2) $2p^2$
   3) $3p^6$
   4) $4f^{12}$
9. จงระบุเลขควอนตัมทั้งสี่ สำหรับ $_{9}F$ ให้ครบทุกแบบ
10. ในระดับพลังงานที่ 3 (n = 3) มีออร์บิทัลทั้งหมดมีกี่ออร์ทิทัล และสามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุดกี่ตัว

เอกสารอ้างอิง

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

จตุพร วิทยาคุณ. (2552). **เคมีของสารประกอบโลหอินทรีย์ของโลหะแทรนซิชัน.** กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ. (2560). **เคมี 1 12/e.** กรุงเทพมหานคร : แมคกรอ-ฮิล.

ประภาณี เกษมศรี ณ อยุธยา และคณะ. (2555). **เคมีทั่วไปเล่ม 1**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

รานี สุวรรณพฤกษ์. (2559). **เคมีทั่วไป เล่ม 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 3). กรุงเทพมหานคร : วิทยพัฒน์.

เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร. (2559). **เคมีขั้นสูง**. กรุงเทพมหานคร : นานมีบุ๊คส์.

Bauer, R.C. et al. (2013). **Introduction to Chemistry: A Conceptual approach.** (3th Edition). United State of America : McGraw-Hill Higher Education.

Brown, T.L. et al. (2015). **Chemistry The Central Science**. (13th Edition). United State of America : Pearson Education.

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

Davis, R.E. et al. (2009). **Modern Chemistry**. United State of America : A Harcourt Education Company.

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

Flowers, P. et al. (2017). **Chemistry.** United State of America : OpenStax.

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

Manning, P. (2008). **Atoms, Molecules and Compound**. United State of America : Infobase Publishing.

Myers, R.T. et al. (2006). **Chemistry**. United State of America : A Harcourt Education Company.

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.