

เคมี เล่ม 1

คัมภีร์วิทยาศาสตร์
และวิศวกรรมศาสตร์

พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ

เคมี เล่ม 1

(คัมภีร์วิทยาศาสตร์และวิศวกรรมศาสตร์)

วรวิทย์ จันทรสุวรรณ

2567

เคมี เล่ม 1 (คัมภีร์วิทยาศาสตร์และวิศวกรรมศาสตร์)

ผู้แต่ง : วรวิทย์ จันท์สุวรรณ

ราคา : 200 บาท

พิมพ์ครั้งที่ 1 : เมษายน พ.ศ. 2567

ISBN 978-616-612-351-7

สิทธิ์ในการผลิตและพิมพ์หนังสือเล่มนี้เป็นของผู้แต่งแต่ผู้เดียว

การผลิตและการลอกเลียนหนังสือเล่มนี้ไม่ว่ารูปแบบใดทั้งสิ้นต้องได้รับอนุญาตเป็นลายลักษณ์อักษรจากผู้แต่ง

จัดทำและจำหน่ายโดย วรวิทย์ จันท์สุวรรณ

บรรณาธิการ : วรวิทย์ จันท์สุวรรณ

ออกแบบปกและรูปเล่ม : วรวิทย์ จันท์สุวรรณ

ข้อมูลทางบรรณานุกรมของหอสมุดแห่งชาติ

วรวิทย์ จันท์สุวรรณ.

เคมี เล่ม 1 (คัมภีร์วิทยาศาสตร์และวิศวกรรมศาสตร์). – นนทบุรี : ม.ป.พ., 2567.

336 หน้า.

1. เคมี. I. ชื่อเรื่อง

540

ISBN 978-616-612-351-7

คำนำ

หนังสือเคมี เล่ม 1 (คัมภีร์วิทยาศาสตร์และวิศวกรรมศาสตร์) เล่มนี้ได้เขียนและเรียบเรียงขึ้นจากประสบการณ์ที่ได้รับการศึกษาเล่าเรียนในทุกระดับ การค้นคว้าวิจัยและการเป็นผู้สอนรายวิชาเคมีทั่วไป เคมีสำหรับวิศวกร และเคมีสำหรับสุขภาพและเครื่องสำอาง หลักสูตรสำหรับนักศึกษาระดับปริญญาตรี โดยปรับปรุงจากตำราเรียนรายวิชาเคมีสำหรับวิศวกร ที่ได้รับการประเมินคุณภาพตำราจากผู้ทรงวุฒิ ตั้งแต่ปี พ.ศ.2560 ตลอดจนได้ปรับปรุงทั้งเนื้อหาวิชาการให้ทันสมัย เพิ่มเติมตัวอย่าง วิธีการคำนวณ แบบฝึกหัด และความถูกต้องของคำศัพท์ทางวิทยาศาสตร์หรือศัพท์เฉพาะตามศัพท์วิทยาศาสตร์ ฉบับราชบัณฑิตยสถาน เพื่อให้หนังสือ นักศึกษา นักเรียนและผู้สนใจอ่านประกอบเพิ่มเติมจากการเข้าเรียนในชั้นเรียน การค้นคว้าเพิ่มเติม การเรียนรู้ด้วยตนเอง ตลอดจนใช้อ้างอิงความรู้วิชาการได้อย่างถูกต้อง

ผู้เขียนตระหนักดีว่าหนังสือทางเคมีพื้นฐานมีจำนวนมากและล้วนมีคุณภาพด้านวิชาการ ส่งเสริมความรู้ ความเข้าใจ ผู้เขียนมีความตั้งใจอย่างมากที่จะเรียบเรียงหนังสือเล่มนี้เพื่อให้เป็นส่วนหนึ่งของรากฐานศาสตร์แห่งเคมี เปรียบเสมือนคัมภีร์อีกเล่มหนึ่ง โดยหวังเป็นอย่างยิ่งว่าหนังสือเล่มนี้จะเป็นส่วนหนึ่งในการเพิ่มพูนความรู้ ความเข้าใจ และทักษะการคำนวณเชิงปริมาณ สำหรับนิสิต นักศึกษา นักวิจัย และผู้ที่สนใจ สามารถประยุกต์ใช้ในการศึกษา การประกอบวิชาชีพ และการค้นคว้าวิจัยต่อไป หนังสือเล่มนี้ได้เรียบเรียงจากแหล่งอ้างอิงจากหนังสือภาษาไทยและภาษาอังกฤษเป็นหลัก การใช้หน่วยวัดปริมาณในบางบทมีทั้งหน่วยที่เป็นหน่วยฐานเอสไอ (SI) และหน่วยระบบเมตริก เนื่องจากเพื่อความสะดวกในการคำนวณและคำนึงถึงหน่วยวัดปริมาณที่ยังคงนิยมใช้กันแพร่หลายในสาขาวิชาชีพทางด้านวิศวกรรมศาสตร์ และวิทยาศาสตร์

ผู้เขียนขอขอบคุณ คณะบุคคล หน่วยงาน และส่วนที่เกี่ยวข้องที่ให้การสนับสนุนในด้านต่าง ๆ ผู้ทรงคุณวุฒิพิจารณาคุณภาพที่ให้คำแนะนำหลักวิชาการอันลึกซึ้ง คณะครู อาจารย์ทุกท่านที่สั่งสอนถ่ายทอดความรู้และประสบการณ์อันเชี่ยวชาญจนสามารถนำความรู้เหล่านั้นมาเรียบเรียงเป็นหนังสือเล่มนี้จนสำเร็จ ขอขอบคุณ มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี ที่ให้อุปกรณ์และสนับสนุนทรัพยากรต่าง ๆ อันก่อให้เกิดองค์ความรู้ทางวิชาการ และสุดท้ายขอขอบคุณครอบครัวที่เป็นกำลังใจที่ดีเสมอมา อย่างไรก็ตาม หากมีข้อแนะนำอันใดที่พึงจะเป็นส่วนแก้ไขข้อผิดพลาดเพิ่มส่วนความสมบูรณ์ ขยายความเข้าใจและช่วยในการส่งเสริมการศึกษาเรียนรู้ ผู้เขียนยินดีน้อมรับนำไปพิจารณาเพื่อปรับปรุง แก้ไข หรือเพิ่มเติม ให้มีความสมบูรณ์ยิ่งขึ้นต่อไป

ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.วรวิทย์ จันท์สุวรรณ

เมษายน 2567

สารบัญ

หน้า

คำนำ

สารบัญ

บทที่ 1 โครงสร้างอะตอมและโครงแบบอิเล็กทรอนิกส์

1.1 แบบจำลองอะตอม	1
1.2 ทฤษฎีควอนตัม	8
ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก	9
สเปกตรัมอะตอม	11
แบบจำลองอะตอมไฮโดรเจนของโบร์	14
โครงสร้างอะตอมในทรศนะปัจจุบัน	17
หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก	18
1.3 เลขควอนตัม	20
1.4 เลขเชิงอะตอมและมวลเชิงอะตอม	24
1.5 ไอโซโทป ไอโซโทนและไอโซบาร์	27
1.6 โครงแบบอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม	28
การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก	29
การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย	31
การเขียนสัญลักษณ์แก่น	31
โครงแบบอิเล็กทรอนิกส์แบบแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม	32
กฎการจัดเรียงอิเล็กตรอน	33
การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออน	35
แบบฝึกหัด	36

บทที่ 2 สมบัติฟิสิกส์ ธาตุเคมี เซมิคอนดักเตอร์ และทรานซิสเตอร์

2.1 วิวัฒนาการการสร้างตารางธาตุ	37
2.2 ตารางธาตุปัจจุบัน	41
2.3 แนวโน้มสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ	46
ขนาดอะตอมกับฟังก์ชันฟิสิกส์	46
สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนกับฟังก์ชันฟิสิกส์	52
สภาพไฟฟ้าลกับฟังก์ชันฟิสิกส์	53
ความเป็นโลหะกับฟังก์ชันฟิสิกส์	54
2.4 ธาตุเคมี เซมิคอนดักเตอร์ โลหะและทรานซิสเตอร์	56
2.5 โลหะและกึ่งโลหะ	66

	หน้า
2.6 แทรนซิชั่น	69
แบบฝึกหัด	73

บทที่ 3 ปริมาณสัมพันธ์

3.1 อะตอม โมเลกุล ไอออน และสูตรเคมี	75
3.2 มวลเชิงอะตอม มวลเชิงโมเลกุล และน้ำหนักสูตร	78
3.3 สมการเคมี	82
3.4 โมล	88
3.5 การคำนวณปริมาณสัมพันธ์	94
3.6 สารกำหนดปริมาณ	98
3.7 ผลลิตร์ย่อยละ	101
3.8 การคำนวณสมการเคมีที่เกี่ยวข้องมากกว่าหนึ่งสมการ	102
แบบฝึกหัด	104

บทที่ 4 พันธะเคมี

4.1 พันธะไอออน	110
การเกิดพันธะไอออน	110
พลังงานกับการเกิดพันธะไอออน	110
สมบัติของสารประกอบไอออน	114
การเขียนสูตรสารประกอบไอออน	114
การเรียกชื่อสารประกอบไอออน	115
4.2 พันธะโคเวเลนต์	118
การเกิดพันธะโคเวเลนต์	118
พลังงานในการเกิดพันธะโคเวเลนต์	119
พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์	120
ประเภทของพันธะโคเวเลนต์	121
สูตรโครงสร้างของโมเลกุลโคเวเลนต์	121
การเขียนสูตรโครงสร้างลิวอิส	122
เรโซแนนซ์	125
ประจุฟอร์มัล	127
การเรียกชื่อสารประกอบโคเวเลนต์	129
สภาพขั้ว	130
พลังงานพันธะ	132
ความยาวพันธะ	133
มุมพันธะ	134

	หน้า
รูปร่างโมเลกุล	135
4.4 ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์	139
4.5 ทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล	144
4.4 พันธะโลหะ	148
4.6 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล	151
แรงแวนเดอร์วาลส์	151
พันธะไฮโดรเจน	153
แบบฝึกหัด	154
บทที่ 5 สมบัติแก๊ส	
5.1 สมบัติทั่วไปของแก๊ส	155
5.2 กฎของแก๊ส	160
กฎของบอยล์	160
กฎของชาร์ล	162
กฎของเก-ลูสแซก	164
กฎของอาโวกาโดร	164
กฎรวมแก๊ส	165
ค่าคงที่ของแก๊ส	167
5.3 การคำนวณปริมาณสารสัมพันธ์ของแก๊ส	168
5.4 ความสัมพันธ์ระหว่างสมการแก๊สอุดมคติกับมวลโมเลกุลและความหนาแน่น ของแก๊ส	169
5.5 ความดันย่อยของแก๊สผสม	170
5.6 กฎการแพร่ของแก๊ส	173
5.7 ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส	176
5.8 พฤติกรรมของแก๊สจริง	177
แบบฝึกหัด	180
บทที่ 6 ของแข็ง	
6.1 สมบัติของแข็ง	181
6.2 ระบบผลึก	187
โครงสร้างผลึก (crystal structure)	187
เลขโคออร์ดิเนชัน	187
เซลล์หน่วย	187
ประสิทธิภาพของการบรรจุ	192
ความหนาแน่นในเซลล์หน่วย	194

	หน้า
6.3 การจัดเรียงอนุภาคในผลึกของแข็ง	196
6.4 การศึกษาโครงสร้างผลึก	199
6.5 โครงสร้างผลึกสามัญ	200
6.6 ความไม่สมบูรณ์ของผลึก	202
แบบฝึกหัด	206

บทที่ 7 ของเหลวและสารละลาย

7.1 สมบัติของเหลว	207
7.2 แผนผังวัฏภาค	212
แผนผังวัฏภาคของน้ำ	213
แผนผังวัฏภาคของคาร์บอนไดออกไซด์	213
อุณหภูมิวิกฤตและความดันวิกฤต	214
พลังงานของการเปลี่ยนวัฏภาค	214
7.3 สารละลาย	219
7.4 ความเข้มข้นสารละลาย	223
7.5 สมบัติคอลลิเกทีฟ	230
การลดลงของความดันไอ	230
การเพิ่มขึ้นของอุณหภูมิจุดเดือดและการลดลงของอุณหภูมิจุดเยือกแข็ง	232
ความดันออสโมติก	233
7.6 คอลลอยด์	235
แบบฝึกหัด	238

บทที่ 8 สมดุลเคมี

8.1 ภาวะสมดุล	239
8.2 ค่าคงที่สมดุล	242
ค่าคงที่สมดุลในรูปความดันแก๊ส	247
หลักการเขียนค่าคงที่สมดุล	247
ความสัมพันธ์ระหว่าง K_p กับ K_c	248
การคำนวณค่าคงที่สมดุล	250
8.3 หลักเลอชาเตอลิเอร์	258
8.4 หลักเลอชาเตอลิเอร์ในอุตสาหกรรม	266
แบบฝึกหัด	269

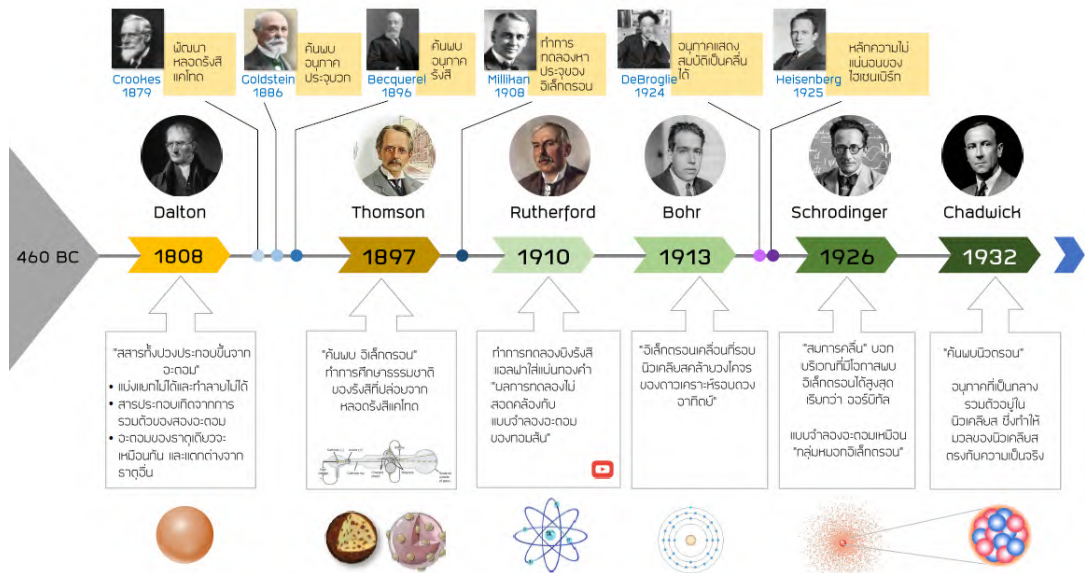
	หน้า
บทที่ 9 จลนศาสตร์เคมี	
9.1 ทฤษฎีจลนศาสตร์เคมี	271
ทฤษฎีการชน	271
ทฤษฎีสถานะแทรนซิชัน	273
พลังงานก่อกัมมันต์	275
9.2 ปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา	279
9.3 อัตราการเกิดปฏิกิริยา	281
9.4 กฎอัตรา	287
สมการอัตรา	287
ความหมายของสมการอัตรา	288
การหาสมการอัตรา	289
9.5 ค่าคงที่อัตรา	293
9.6 อันดับของปฏิกิริยา	295
ปฏิกิริยาอันดับศูนย์	295
ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง	296
ปฏิกิริยาอันดับสอง	301
แบบฝึกหัด	307
 บรรณานุกรม	 309
ภาคผนวก	311
ดรชนี	320
ตารางธาตุ	325
ประวัติผู้เขียน	326

ตอนที่ 1

พื้นฐานทฤษฎีอะตอมและโครงสร้างอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม (Basic of Atomic Theory and Electronic Structure of Atoms)



VDO via Youtube



ภาพที่ 1.1 วิวัฒนาการแนวคิดและศึกษาเกี่ยวกับโครงสร้างอะตอม. โดยผู้แต่ง, 2563

1.1 แบบจำลองอะตอม

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

1) สสาร (matter) ทั้งหมดทั้งปวงประกอบขึ้นด้วยอนุภาคที่เรียกว่า อะตอม โดยอะตอมเป็นอนุภาคที่เล็กมากจนไม่สามารถแบ่งแยกได้และไม่สามารถสร้างขึ้นใหม่หรือทำลายได้ สมมติฐานนี้ได้แนวคิดมาจาก เดโมครีตัส (Democritus, 460-370 BC) และกฎอนุรักษมวล (mass conservation) ของลาวัวซีเย (Antoine-Laurent de Lavoisier)

2) อะตอมของธาตุชนิดหนึ่งไม่สามารถเปลี่ยนเป็นอะตอมของธาตุอีกชนิดหนึ่งได้ ซึ่งสมมติฐานข้อนี้ขัดแย้งกับความเชื่อทางเคมีที่เกี่ยวกับการเล่นแร่แปรธาตุ (magical transmutation)

3) อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันจะเหมือนกัน และอะตอมของธาตุต่างชนิดกันจะแตกต่างกัน

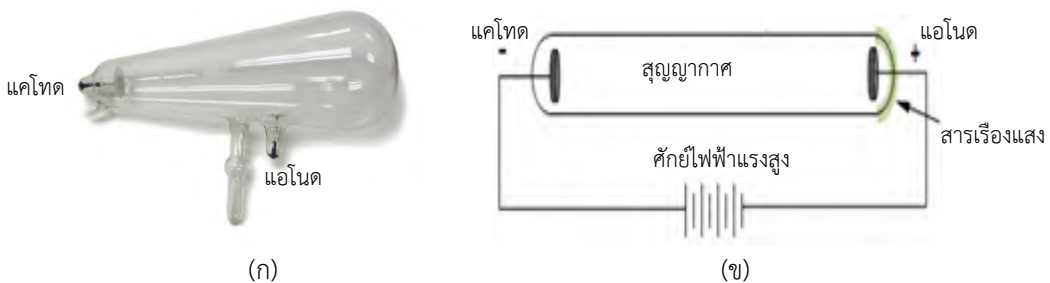
4) สารประกอบที่เกิดจากการรวมตัวของธาตุสองชนิดหรือมากกว่าสองชนิดขึ้นไป จะมีอัตราส่วนของจำนวนอะตอมคงที่

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

การค้นพบอิเล็กตรอน

ฟาราเดย์ (Michael Faraday, ค.ศ.1833) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ ได้ทำการทดลองเกี่ยวกับการผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในสารละลาย พบว่าจะมีการเปลี่ยนแปลงทางเคมีเกิดขึ้นที่ขั้วไฟฟ้าทั้งสอง พอสรุปได้ว่าองค์ประกอบภายในอะตอมต้องเกี่ยวข้องกับอนุภาคไฟฟ้า ในปี ค.ศ.1874 สโตนีย์ (George Johnstone Stoney) นักวิทยาศาสตร์ชาวไอร์แลนด์ เป็นคนแรกที่กล่าวถึงอนุภาคไฟฟ้าในสาร โดยอธิบายว่าอนุภาคไฟฟ้าเป็นอนุภาคเล็ก ๆ และอยู่รวมกันกับอะตอม โดยเสนอให้เรียกอนุภาคนี้ว่า “อิเล็กตรอน” แต่ในขณะนั้นยังไม่มีหลักฐานแต่อย่างใด

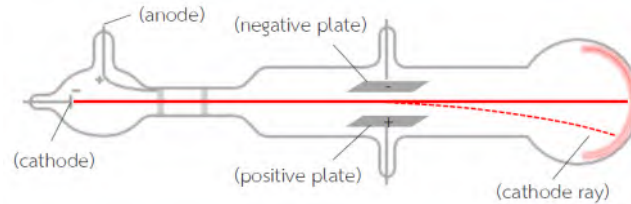
ในปี ค.ศ.1879 ครูกส์ (William Crookes) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ ประดิษฐ์หลอดแก้วที่เรียกว่า หลอดรังสีแคโทด โดยพัฒนามาจากผลงานของนักฟิสิกส์ชาวเยอรมันที่ชื่อว่า ไกสส์เลอร์ (Heinrich Geissler, ค.ศ.1857) ครูกส์ได้ศึกษาสมบัติของรังสีแคโทดจากเป็นหลอดแก้วที่มีแผ่นโลหะเป็นขั้วไฟฟ้าสองขั้วคือ ขั้วบวก เรียกว่า แอโนด (anode) และขั้วลบ เรียกว่า แคโทด (cathode) ดังภาพที่ 1.2(ก) เมื่อสูบล้างอากาศออกเกือบหมดแล้วผ่านศักย์ไฟฟ้าแรงสูงเข้าไป ทำให้เกิดลำรังสีขึ้นระหว่างขั้วทั้งสอง พบว่าบริเวณใกล้ขั้วบวก (แอโนด) ปรากฏเรืองแสงสีเขียวอ่อน ๆ ขึ้น ซึ่งน่าจะเกิดจากรังสีที่พุ่งมาจากขั้วแคโทดมายังขั้วแอโนด แสดงได้ว่าการเรืองแสงอาจเกิดจากการแผ่รังสีบางอย่างออกจากขั้วแคโทดและพุ่งตรงไปกระทบกับหลอดแก้วซึ่งฉาบสารเรืองแสง (สังกะสีซิลไฟด์) ไวไว้ใกล้ ๆ กับขั้วแอโนด นอกจากนั้นครูกส์ได้ทำการทดลองซ้ำ โดยเปลี่ยนหลอดแก้วเป็นแบบต่าง ๆ ซึ่งผลปรากฏเช่นเดียวกัน ดังนั้น ครูกส์จึงสรุปว่าต้องมีรังสีชนิดหนึ่งออกจากขั้วลบและพุ่งตรงไปยังขั้วบวก เรียกรังสีที่ออกมาจากขั้วลบนี้ว่า รังสีแคโทด (cathode ray)



ภาพที่ 1.2 หลอดรังสีแคโทด (ก) การทดลองของครูกส์ และ (ข) แผนภาพวงจรของหลอดรังสีแคโทด

ในปี ค.ศ.1897 ทอมสัน (Joseph John Thomson) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ ได้ดัดแปลงหลอดรังสีแคโทดโดยภายในบรรจุแก๊สความดันต่ำ ขั้วทำด้วยโลหะเมื่อผ่านไฟฟ้าที่มีศักย์สูง ๆ จะสังเกตว่ามีการไหลของกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้นโดยมีทิศทางจากขั้วแคโทด และจะทะลุผ่านขั้วของแอโนดไปกระทบกัน ฉากที่เคลือบด้วยสารเรืองแสงทำให้เห็นเป็นแสงสว่างเกิดขึ้น โดยปกติรังสีแคโทดเคลื่อนที่เป็นเส้นตรง แต่

ถ้าอยู่ในสนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้าจะเกิดการเลี้ยวเบนไปยังทิศทางที่เป็นขั้วบวกของสนามไฟฟ้า ทอมสันพบว่ารังสีที่เกิดขึ้นเกิดการเลี้ยวเบนเมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้า แต่ถ้าไม่อยู่ทั้งในสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้า หรืออยู่ในทั้งสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าพร้อมกัน จะเคลื่อนที่เป็นเส้นตรงเนื่องจากรังสีจะเกิดการหักล้างกันหมดซึ่งเป็นตามทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า ดังภาพที่ 1.3 รังสีแคโทดจะเบี่ยงเบนเข้าหาขั้วบวกของสนามไฟฟ้า สรุปได้ว่ารังสีแคโทดประกอบด้วยอนุภาคที่มีประจุลบ

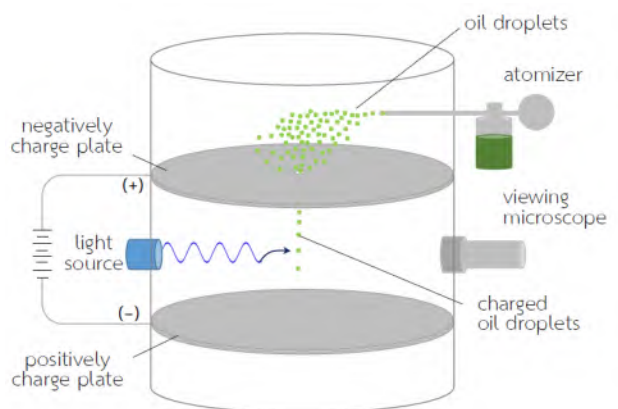


ภาพที่ 1.3 พฤติกรรมของรังสีแคโทดในสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็ก

จากการทดลองของทอมสันทำให้สามารถคำนวณหาอัตราส่วนประจุไฟฟ้าต่อมวล (charge/mass ratio) ของอิเล็กตรอน (e/m) มีค่าเท่ากับ 1.76×10^{18} คูลอมป์ต่อกรัม (C/g) ค่านี้เป็นค่าคงที่ ไม่ขึ้นกับชนิดของแก๊สที่ใช้ในการทดลอง จากผลงานการค้นพบอิเล็กตรอนทำให้ทอมสันได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี ค.ศ.1906 แต่ขณะนั้นยังไม่ทราบเกี่ยวกับขนาดของประจุไฟฟ้า (charge) และขนาดมวลของอิเล็กตรอนที่แน่นอน

ในปี ค.ศ.1908 มิลลิแกน (Robert Andrews Millikan) นักฟิสิกส์ชาวอเมริกันทำการทดลองเพื่อหาค่าประจุไฟฟ้าของอิเล็กตรอน โดยการทดลองประกอบด้วยแผ่นโลหะที่ขั้วต่างกันและแหล่งกำเนิดรังสีเอ็กซ์ (X-ray) การทดลองนี้เรียกว่า การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน (Millikan's oil drop experiment) ดังภาพที่ 1.4 แผ่นโลหะที่อยู่ด้านบนมีประจุบวก เจาะรูขนาดเล็ก ๆ ตรงกลาง เมื่อรังสีเอ็กซ์ชนกับอะตอมของแก๊ส (อากาศ) ที่บรรจุในถัง อากาศจะแตกตัวเป็นไอออน (อิเล็กตรอน) และอิเล็กตรอนจะยึดจับกับละอองน้ำมันที่หยดลงมาจากกระบอกฉีดและผ่านแผ่นโลหะประจุบวก การวัดความเร็วปลายของมวลของละอองน้ำมันด้วยกล้องจุลทรรศน์ เมื่อปิดสนามไฟฟ้า ทำการวัดมวลของหยดน้ำมันจากความเร็วที่ตกลงมา และเมื่อปรับสนามไฟฟ้าเข้มข้น พบว่าหยดน้ำมันหยุดนิ่งในอากาศ

มิลลิแกนคำนวณค่าประจุไฟฟ้าของหยดน้ำมันได้หลายค่าเช่น 1.60×10^{-19} , 3.20×10^{-19} และ 4.80×10^{-19} เป็นต้น ซึ่งตัวเลขเหล่านี้พบว่าจะเป็นจำนวนเท่าของ 1.60×10^{-19} จึงสรุปว่าหยดน้ำมันแต่ละหยดมีจำนวนอิเล็กตรอนไม่เท่ากัน และอิเล็กตรอนแต่ละตัวมีประจุเป็น 1.60×10^{-19} คูลอมป์ (มิลลิแกนได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ ในปี ค.ศ.1923)



ภาพที่ 1.4 การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน

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

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

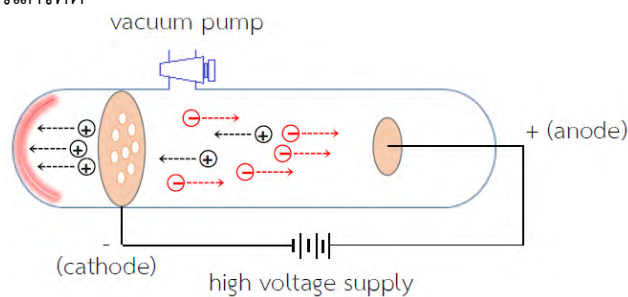
$$\text{ดังนั้น มวลของอิเล็กตรอน} = \frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

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

การค้นพบโปรตอนและนิวเคลียส

เนื่องจากอะตอมมีสมบัติเป็นกลางทางไฟฟ้า ทำให้นักวิทยาศาสตร์เชื่อว่าจะต้องมีอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าเป็นบวกเป็นองค์ประกอบจำนวนเท่ากับอนุภาคของอิเล็กตรอน ในปี ค.ศ.1866 โกลด์สไตน์ (Eugen Goldstein) นักฟิสิกส์ชาวเยอรมันสามารถพิสูจน์ให้เห็นว่ามีรังสีหรืออนุภาคที่เป็นประจุบวกเกิดขึ้นพร้อมกันกับรังสีแคโทดในหลอดแก้วที่ใช้ทดลองด้วย

โกลด์สไตน์ได้ดัดแปลงหลอดรังสีแคโทดเล็กน้อยจากที่ทอมสันใช้ โดยเจาะรูเล็ก ๆ ที่ของแผ่นโลหะทำหน้าที่เป็นขั้วแคโทด (ขั้วลบ) เมื่อผ่านไฟฟ้าที่มีความต่างศักย์ไฟฟ้าสูง จะสังเกตเห็นว่ามีลำแสงพุ่งผ่านรูของขั้วแคโทดไปยังด้านหลังของหลอด เรียกลำแสงนี้ว่ารังสีแอโนด (anode ray) หรือรังสีแคแนล (canal ray) ดังภาพที่ 1.5 จึงสรุปได้ว่าประจุลบ (อิเล็กตรอน) ที่ปล่อยออกมาจากขั้วแคโทดชนกับอะตอมหรือโมเลกุลแก๊สที่บรรจุอยู่ในหลอด ทำให้โมเลกุลของแก๊สเหล่านี้เกิดการแตกตัวเป็นอนุภาคที่มีประจุบวกออกมาแล้วเคลื่อนที่ไปยังขั้วแคโทด



ภาพที่ 1.5 หลอดรังสีแคโทดที่ดัดแปลงในการทดลองของโกลด์สไตน์

จากผลการทดลองของโกลด์สไตน์ เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในหลอดจะปรากฏว่าจุดเรืองแสงที่ฉากหลังทั้งสองด้านแสดงว่ารังสีที่ไปกระทบฉากเรืองแสงหลังขั้วแคโทดจะต้องมีประจุบวก จึงมีข้อสงสัยว่าประจุบวกมาจากอะตอมของแก๊สหรืออะตอมของโลหะที่ใช้เป็นขั้ว การทดลองเพื่อหาค่าประจุต่อมวลของรังสีแอโนด สรุปได้ดังนี้

1) เมื่อเปลี่ยนชนิดของแก๊สที่บรรจุในหลอด โดยอุปกรณ์ทดลองเหมือนเดิมทุกอย่าง พบว่าอัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) ของรังสีแคโทดในแต่ละครั้งมีค่าไม่เท่ากัน แสดงว่าค่าอัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) ของรังสีแคโทด ขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊ส

2) เมื่อเปลี่ยนชนิดโลหะที่ใช้ทำขั้ว โดยอุปกรณ์ทดลองเหมือนเดิมและใช้แก๊สชนิดเดิม พบว่าค่าอัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) มีค่าคงที่ทุกครั้ง แสดงว่าอัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) ของรังสีแคโทดไม่ขึ้นอยู่กับชนิดของโลหะที่ใช้ทำขั้วไฟฟ้า

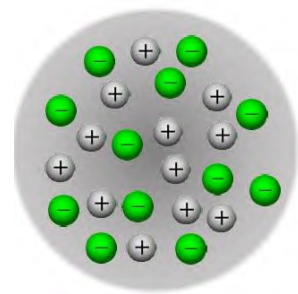
ผลการทดลองของโกลด์ชไตน์สรุปได้ว่า อัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) ของรังสีแคโทดขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊สเพียงอย่างเดียว เนื่องจากแก๊สต่างชนิดกันจะมีมวลแตกต่างกัน แสดงว่าอนุภาคประจุบวกที่เกิดขึ้นในหลอดรังสีแคโทด เกิดจากอะตอมของแก๊สเท่านั้น นอกจากนี้ยังพบว่าแก๊ส H_2 จะได้อนุภาคประจุบวกเท่ากับประจุลบ การค้นพบอิเล็กตรอนซึ่งเป็นอนุภาคที่เป็นประจุลบ (negative charge) และโปรตอนที่มีอนุภาคเป็นประจุบวก (positive charge) ซึ่งสอดคล้องกับความเชื่อของนักวิทยาศาสตร์ที่ยอมรับว่าอะตอมของธาตุในสถานะแก๊สจะมีสมบัติที่เป็นกลางทางไฟฟ้า ดังนั้นจึงสรุปได้ว่าอะตอมต้องมีอนุภาคลบและอนุภาคบวกอย่างละเท่า ๆ กัน

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

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

$$\text{ดังนั้น มวลของโปรตอน} = \frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{9.58 \times 10^4 \text{ C/g}} \text{ g} = 1.67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

เมื่อเปรียบเทียบมวลของอะตอม H กับมวลของอิเล็กตรอนพบว่าอะตอม H มีมวลใหญ่กว่าประมาณ 1,840 เท่า ทอมสันได้เสนอแบบจำลองอะตอมขึ้นเป็นคนแรกเรียกว่า plum-pudding model กล่าวคือ อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลม ประกอบด้วยอนุภาคที่เป็นลบ เรียกว่าอิเล็กตรอน และอนุภาคที่เป็นบวก เรียกว่าโปรตอน อยู่อย่างกระจายกระจายสม่ำเสมอภายในอะตอม ดังภาพที่ 1.6

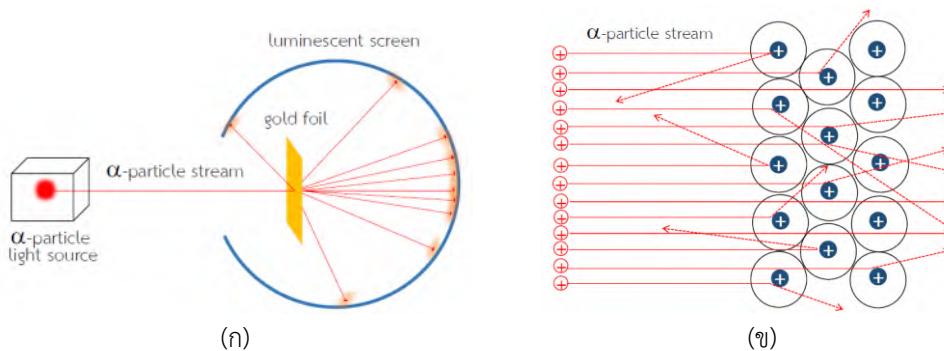


ภาพที่ 1.6 แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

ในปี ค.ศ.1910 รัทเทอร์ฟอร์ด (Lord Ernest Rutherford) นักฟิสิกส์ชาวนิวซีแลนด์ ทำการทดลองเพื่อศึกษาแบบจำลองอะตอมของทอมสัน แต่กลับพบผลที่ไม่เป็นตามที่คาดและไม่สอดคล้องกับแบบจำลองอะตอมของทอมสัน รัทเทอร์ฟอร์ดทำการยิงรังสีแอลฟา (alpha particle, α) ซึ่งเป็นอนุภาคประจุบวกไปยังแผ่นทองคำที่บางประมาณ 0.4 ไมโครเมตร (ซึ่งมีอะตอมทองคำซ้อนกันอยู่ประมาณ 1000 ชั้น) รัทเทอร์ฟอร์ดพบว่ารังสีแอลฟาส่วนใหญ่ทะลุผ่านแผ่นทองคำเป็นเส้นตรง มีรังสีบางส่วนเกิดการหักเหและมีรังสีส่วนน้อยมาก (1 ใน 100,000) เกิดการสะท้อนกลับทางเดิม แสดงในภาพที่ 1.7(ก) ซึ่งจากผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดทำให้ขัดแย้งกับแบบจำลองอะตอมของทอมสัน 2 ประเด็นคือ

1) รั้งสีแอลฟา (α -particle) ซึ่งเกิดจากอะตอมฮีเลียม (He) มีประจุเป็นบวกและมีมวลมาก (มากกว่า H ประมาณ 4 เท่า) ควรต้องชนกับโปรตอน (ประจุบวก) ที่อยู่กระจัดกระจายภายในอะตอมตามแบบจำลองอะตอมของทอมสัน และควรส่งผลให้รั้งสีแอลฟาน่าจะเบี่ยงเบนหรือสะท้อนกลับมากกว่าที่จะทะลุผ่านตรงไป แต่จากผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดแสดงให้เห็นว่าอะตอมมีช่องว่างจำนวนมากจึงทำให้รั้งสีแอลฟาส่วนใหญ่ทะลุผ่านตรงไปได้

2) รั้งสีที่เบี่ยงเบนจากแนวเส้นตรงแสดงว่าต้องเฉียดเข้าใกล้อนุภาคประจุบวกในอะตอม และรั้งสีที่สะท้อนกลับแสดงว่าต้องชนกับอนุภาคประจุบวกซึ่งเป็นประจุที่เหมือนกันในอะตอม จึงเกิดการผลักกันอย่างรุนแรง ดังนั้นอนุภาคประจุบวกในอะตอมน่าจะรวมตัวกันอย่างหนาแน่น



ภาพที่ 1.7 การทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ด (ก) การกระเจิงของรั้งสีแอลฟา และ (ข) สมมติฐานอนุภาคภายในอะตอม

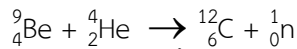
รัทเทอร์ฟอร์ดอธิบายผลการกระเจิงของรั้งสีแอลฟา จากการพุ่งชนอะตอมทองคำในแผ่นทองคำว่าบริเวณใจกลางอะตอมน่าจะเป็นที่รวมของอนุภาคประจุบวก (โปรตอน) จึงมีความหนาแน่นมาก ส่งผลให้รั้งสีแอลฟาเบี่ยงเบนหรือสะท้อนกลับเมื่อเฉียดเข้าใกล้หรือชน ส่วนบริเวณรอบนอกจะเป็นอนุภาคประจุลบ (อิเล็กตรอน) โดยในอะตอมอนุภาคประจุบวกและอนุภาคประจุลบจะมีจำนวนเท่ากัน จากการทดลองพบว่ารั้งสีแอลฟา 1 ใน 100,000 อนุภาค เบี่ยงเบนออกไปเป็นมุมใหญ่กว่า 90° ทั้งนี้เนื่องจากเมื่อรั้งสีแอลฟาเข้าใกล้นิวเคลียสจะมีแรงผลักระหว่างประจุบวกค่อนข้างสูง มุมที่เบี่ยงเบนไปจึงกว้างและถ้าอนุภาคพุ่งตรงเข้าหานิวเคลียสจะมีแรงผลักรุนแรง ทำให้รั้งสีมีทิศทางสะท้อนกลับ ดังภาพที่ 1.7(ข)

รัทเทอร์ฟอร์ดได้เสนอว่า ภายในอะตอมส่วนใหญ่จะเป็นที่ว่าง ซึ่งเป็นที่อยู่ของอิเล็กตรอน และประจุบวกทั้งหมดรวมกันอยู่ตรงกลางอะตอม เรียกว่านิวเคลียส (nucleus)

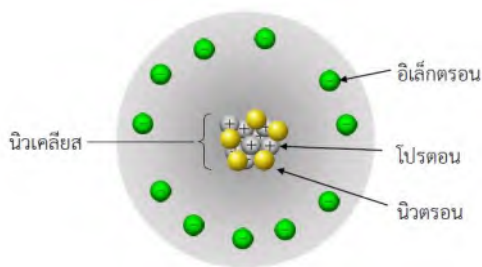
การค้นพบนิวตรอน

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

ในปี ค.ศ.1932 แซดวิก (James Chadwick) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษได้ทำการทดลองยิงรังสีแอลฟาไปยังแผ่นเบริลเลียม (Be) บาง ๆ พบว่าแผ่นโลหะ Be จะปล่อยรังสีบางชนิดที่มีอำนาจทะลุทะลวงได้ดีและมีพลังงานสูงคล้ายรังสีแกมมา (gamma ray) ในการทดลองต่อ ๆ มาสามารถสรุปได้ว่ารังสีนั้นประกอบด้วยอนุภาคที่เป็นกลางทางไฟฟ้า (ไม่มีประจุ) มีมวลมากกว่ามวลของโปรตอนเล็กน้อย และเมื่อเปลี่ยนชนิดโลหะจากเบริลเลียมเป็นธาตุโลหะอื่น ๆ พบว่ามีอนุภาคไม่มีประจุ (${}^1_0\text{n}$) เกิดขึ้นเช่นเดียวกับโลหะเบริลเลียมทุกครั้ง เรียกอนุภาคที่ไม่มีประจุว่า นิวตรอน (neutron)



แซดวิกได้แสดงให้เห็นว่าอนุภาคนี้เป็นกลางทางไฟฟ้าด้วยตัวมันเอง ไม่ได้เกิดจากการจับคู่กันระหว่างโปรตอนและอิเล็กตรอนแต่อย่างใด การค้นพบอนุภาคนิวตรอนในอะตอมทำให้แซดวิกได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี ค.ศ.1935 และการค้นพบนิวตรอนทำให้โครงสร้างอะตอมที่เคยเสนอมาก่อนหน้านี้ไม่สมบูรณ์ เพราะไม่มีการระบุอนุภาคนิวตรอนในโครงสร้างอะตอม รัทเทอร์ฟอร์ดเสนอแบบจำลองอะตอมใหม่ที่ว่าในอะตอมนั้นมีโปรตอนและนิวตรอนรวมอยู่ด้วยกันในนิวเคลียสและมีอิเล็กตรอนที่มีขนาดเล็กมากเคลื่อนที่กระจายอยู่เป็นกลุ่มรอบ ๆ นิวเคลียส ดังแสดงในภาพที่ 1.8



ภาพที่ 1.8 แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดที่นิวเคลียสประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน

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

ตารางที่ 1.1 มวลและประจุของอนุภาคมูลฐานในอะตอม

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

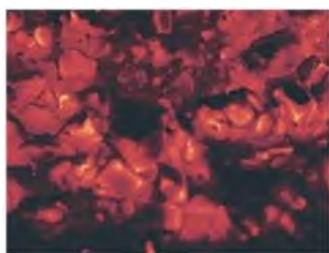
1.2 ทฤษฎีควอนตัม

แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดแม้จะได้รับการยอมรับกันว่าใกล้เคียงความเป็นจริง แต่ไม่สามารถอธิบายข้อสงสัย 2 ประการได้ คือ

1) เพราะเหตุใดโปรตอน (ประจุไฟฟ้าบวก) จึงรวมอยู่ด้วยกันในนิวเคลียสได้ ซึ่งควรเกิดแรงผลักรันเพราะมีประจุไฟฟ้าเหมือนกัน

2) เพราะเหตุใดอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสได้อย่างสม่ำเสมอและระยะห่างของการเคลื่อนที่เท่าเดิม โดยไม่สูญเสียพลังงานหรือถูกดูดเข้าใกล้นิวเคลียส เพราะทฤษฎีพลศาสตร์ไฟฟ้าแบบดั้งเดิมเชื่อว่าอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่เป็นวงกลมจะเปล่งรังสีแม่เหล็กไฟฟ้า ความถี่ของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าขึ้นกับจำนวนรอบของการหมุนต่อวินาที ดังนั้นการเปล่งรังสีเป็นการสูญเสียพลังงาน ควรส่งผลให้รัศมีวงโคจรรอบนิวเคลียสลดลง ประกอบกับนิวเคลียสมีความเป็นประจุบวกอย่างหนาแน่น

นักวิทยาศาสตร์พยายามค้นหาทฤษฎีเพื่ออธิบาย โดยอาศัยปรากฏการณ์ที่สังเกตจากการเปล่งแสงของวัตถุเมื่อได้รับความร้อน ที่เรียกว่า การเปล่งแสงของวัตถุดำ (blackbody radiation) กล่าวคือเมื่อวัตถุได้รับความร้อนประมาณ 1,000 เคลวิน (ประมาณ 727°C) วัตถุนั้นจะเปล่งแสงที่มองเห็นได้ ตัวอย่างการเปล่งแสงสีแดงของถ่าน (smoldering coal) เมื่อได้รับความร้อนหรือเมื่ออุณหภูมิประมาณ 1,500 เคลวิน (ประมาณ 1,227°C) วัตถุจะเปล่งแสงที่สว่างมากหรือเป็นสีส้มสว่าง และที่อุณหภูมิสูงกว่า 2,000 เคลวิน (ประมาณ 1,727°C) วัตถุจะเปล่งแสงที่สว่างมากกว่าจนเป็นสีขาวเหมือนแสงเปล่งจากไส้หลอดไฟฟ้า (lightbulb filament) ดังภาพที่ 1.9 ปรากฏการณ์เหล่านี้เป็นการเปลี่ยนความเข้ม (intensity) และความยาวคลื่น (wavelength) ของแสงที่เปล่งออกมาของวัตถุเมื่อได้รับความร้อนซึ่งเป็นสมบัติเฉพาะของการเปล่งแสงของวัตถุดำ การพยายามอธิบายปรากฏการณ์เหล่านี้ด้วยทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้าแบบดั้งเดิม (classical electromagnetic theory) ไม่ประสบผลสำเร็จ



การเปล่งแสงสีแดงของถ่าน



การเปล่งแสงของลวดไฟฟ้า



การเปล่งแสงของไส้หลอดไฟฟ้า

ภาพที่ 1.9 ตัวอย่างการเปล่งแสงของวัตถุ. จาก *Principle of General Chemistry* (p.265) by M.S.

Silberberg. 2013

ในปี ค.ศ.1900 พลังค์ (Max Planck) นักฟิสิกส์ชาวเยอรมัน ได้เสนอทฤษฎีที่อธิบายถึงการเปล่งรังสีออกจากวัตถุดำ เมื่อให้ความร้อนมาก ๆ แก่วัตถุ วัตถุจะเปลี่ยนสี ชนิดของรังสีที่เปล่งออกมาและความเข้มของรังสีที่เปล่งออกมาขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ พลังค์เสนอแนวคิดใหม่โดยขัดแย้งกับทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้าแบบดั้งเดิมโดยสิ้นเชิง โดยเสนอว่าอะตอมหรือโมเลกุลสามารถแปลงพลังงานได้เฉพาะบางค่าเท่านั้น แต่ละอะตอมจึงมีพลังงานเฉพาะค่าเท่านั้น ดังนั้นพลังงานของรังสีที่เปล่งออกจากอะตอมมีปริมาณที่จำเพาะ (fixed quantity) และมีลักษณะคล้ายกับเป็นกลุ่มก้อน เรียกว่า ควอนไทซ์ (quantized) การเปลี่ยนแปลง

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

$$E = nh\nu \quad \dots(1.1)$$

เมื่อ E = พลังงานของแสง (J)
 n = ค่าคงที่เป็นเลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3
 h = ค่าคงที่ของพลังค์ (6.626×10^{-34} J/s)
 ν = ความถี่คลื่นแสง (Hz)

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

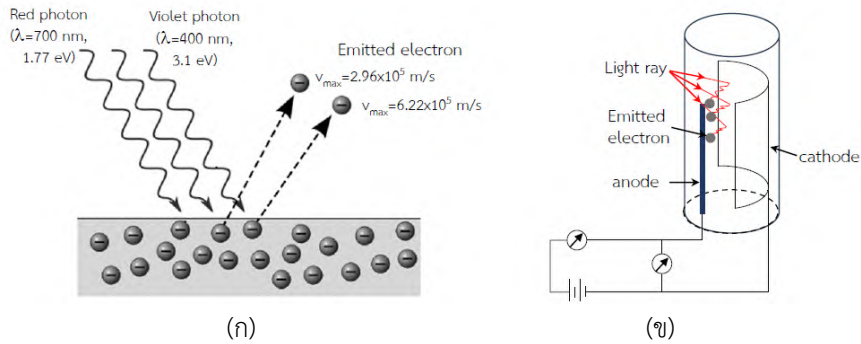
ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก

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

ทฤษฎีฟิสิกส์ดั้งเดิม (classical physics) ทำนายว่าจำนวนอิเล็กตรอนที่หลุดออกจากผิวโลหะและพลังงานจลน์ของโฟโตอิเล็กตรอนเหล่านั้นขึ้นอยู่กับความเข้มของรังสีที่ตกกระทบบนแผ่น โดยไม่ขึ้นกับความถี่ของรังสีที่ตกกระทบบน แต่ความเป็นจริงพบว่า โลหะแต่ละชนิดมีสมบัติเฉพาะของความถี่ขีดเริ่ม (threshold frequency) ที่พอเหมาะกับการเกิดโฟโตอิเล็กตรอนได้ สรุปได้ดังนี้

1) เมื่อรังสีที่มีความถี่ต่ำกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะตกกระทบบนผิวโลหะ แม้จะมีความเข้มของรังสีมากเพียงใดก็ตาม จะไม่ทำให้เกิดโฟโตอิเล็กตรอนขึ้นได้ เช่นในกรณีของโพตอนที่มีความยาวคลื่น 700 nm ดังภาพที่ 1.10(ก) แต่ถ้ารังสีมีความถี่สูงกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ เช่นในกรณีของโพตอนที่มีความยาวคลื่น 400 nm จะทำให้เกิดโฟโตอิเล็กตรอนขึ้น ดังภาพที่ 1.10(ข)

2) ในการศึกษาโฟโตอิเล็กทริกเซลล์ ดังภาพที่ 1.10(ข) พบว่ารังสีที่มีความถี่สูงกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ จำนวนโฟโตอิเล็กตรอนที่หลุดออกจากผิวโลหะจะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มของรังสี และพลังงานจลน์ของโฟโตอิเล็กตรอนจะเป็นสัดส่วนกับความถี่ของรังสี



ภาพที่ 1.10 ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก (ก) พลังงานโฟตอนตกกระทบผิวโลหะ และ (ข) เซลล์โฟโตอิเล็กทริก

ในปี ค.ศ.1905 ไอน์สไตน์ (Albert Einstein) ได้ใช้ทฤษฎีควอนตัมของพลังค์มาอธิบายปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก โดยรังสีที่ตกกระทบกับผิวโลหะแล้วทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากผิวโลหะไปได้ นั่น โดยโลหะแต่ละชนิดต้องการพลังงานเฉพาะตัวค่าหนึ่งที่จะทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกไปได้ ไอน์สไตน์อธิบายปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริกโดยคิดว่าพลังงานหรือรังสีที่ตกกระทบผิวโลหะนั้นมีลักษณะเป็นกลุ่มอนุภาคขนาดเล็ก ที่เรียกว่า โฟตอน (photon) (โดยโฟตอน 1 ตัวมีพลังงานเท่ากับ $h\nu$ หรือ 1 ควอนตัม) เมื่อโฟตอนตกกระทบผิวโลหะจะถ่ายพลังงานให้กับอิเล็กตรอนของโลหะ โดยพลังงานส่วนหนึ่งจะใช้ในการดึงอิเล็กตรอนแยกหลุดจากผิวโลหะ และพลังงานอีกส่วนจะกลายเป็นพลังงานจลน์ที่ทำให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ออกไป พลังงานของโฟตอนสามารถหาได้จาก

$$h\nu = BE + KE \quad \text{.....(1.2)}$$

เมื่อ $h\nu$ = พลังงานของโฟตอน
 BE = พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะ
 KE = พลังงานจลน์ ($=\frac{1}{2}mv^2$)

จากสมการ (1.2) พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะ กล่าวเป็นพลังงานยึดเหนี่ยว (binding energy) ของอิเล็กตรอนในโลหะนั้น ๆ โดยพลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะขึ้นอยู่กับความถี่ขีดเริ่มที่เป็นความถี่ต่ำที่สุดที่สามารถดึงอิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมได้

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

เมื่อ ν_0 = ความถี่ขีดเริ่ม
 แทน $h\nu_0$ ลงในสมการ (1.2) จะได้

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

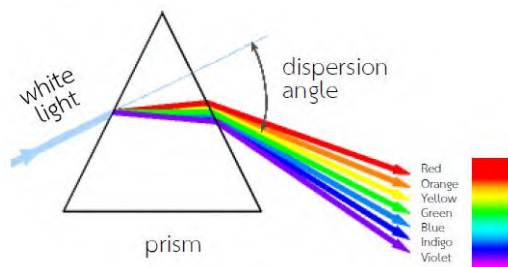
$$\frac{1}{2}mv^2 = h(\nu - \nu_0) \quad \text{.....(1.5)}$$

เมื่อ m = มวลของอิเล็กตรอน

จากสมการ (1.5) พลังงานจลน์ที่ทำให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ออกจากอะตอมโลหะขึ้นอยู่กับผลต่างระหว่างความถี่ของรังสีเริ่มต้นและความถี่ขีดเริ่ม

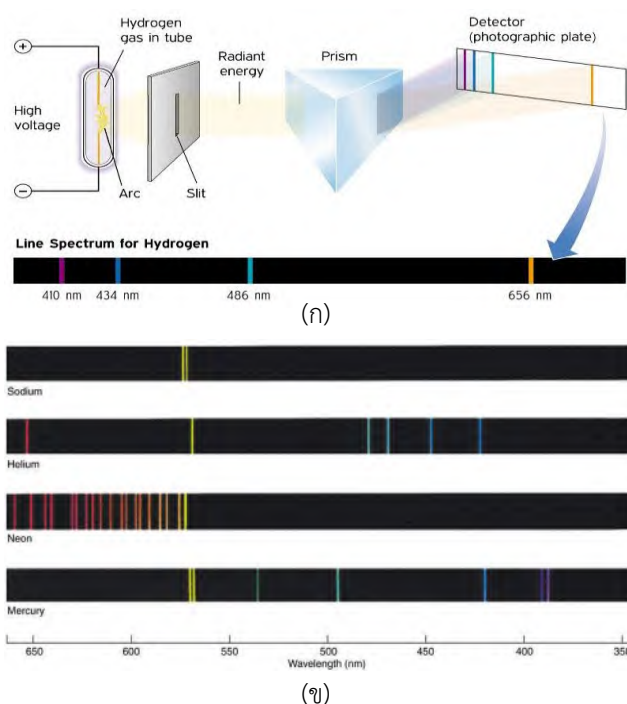
สเปกตรัมอะตอม

เมื่อให้แสงสีขาวผ่านช่องเล็ก ๆ (slit) แล้วให้ผ่านปริซึมจะปรากฏเป็นแถบแสงของสีรุ้งบนฉาก (ม่วง คราม น้ำเงิน เขียว เหลือง ส้ม และแดง) ดังภาพที่ 1.11 แถบแสงที่เกิดขึ้นอย่างต่อเนื่องและสามารถมองเห็นได้ตาเปล่า จึงเรียกว่าสเปกตรัมแสงที่มองเห็นได้ (visible spectrum) โดยสเปกตรัมประเภทนี้จัดเป็นสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง (continuous spectrum)



ภาพที่ 1.11 การเกิดสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง

แต่ถ้าแสงที่เกิดจากการเปล่งรังสีจากอะตอมของธาตุในหลอดปล่อยประจุ (discharge tube) สเปกตรัมที่ได้จะไม่เป็นสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง เช่น แสงที่เปล่งจากหลอดปล่อยประจุที่บรรจุแก๊ส H จะปรากฏเป็นเส้น ๆ บนฉากรับภาพ ดังแสดงในภาพที่ 1.12(ก) เรียกสเปกตรัมประเภทนี้ว่า สเปกตรัมเส้น (line spectrum) หรือ สเปกตรัมอะตอม (atomic spectrum) โดยที่สเปกตรัมอะตอมจะเป็นสมบัติเฉพาะของธาตุแต่ละธาตุ ธาตุต่างชนิดกันจะมีสเปกตรัมอะตอมที่แตกต่างกัน ดังแสดงในภาพที่ 1.12(ข)



ภาพที่ 1.12 สเปกตรัมอะตอม (ก) ไฮโดรเจน และ (ข) โซเดียม ฮีเลียม นีออน และปรอท. ดัดแปลงจาก *The Molecular Nature of Matter and Change* (p.223) by S.M. Silberberg, 2013

แก๊ส H_2 เปล่งแสงมองเห็นได้คือสีม่วง ($\lambda=410$ nm) สีนํ้าเงิน ($\lambda=434$ nm) สีเขียว ($\lambda=486$ nm) และสีแดง ($\lambda=656$ nm) ดังภาพที่ 1.12(ก) เนื่องจากอิเล็กตรอนที่อยู่รอบอะตอมของแก๊ส H_2 ได้รับพลังงานสูง อิเล็กตรอนเหล่านี้จึงถูกกระตุ้นโดยเปลี่ยนจากสถานะพื้น (ground state) ไปยังสถานะกระตุ้น (excited state) และเมื่ออิเล็กตรอนกลับคืนสู่สถานะพื้นจึงคายพลังงานส่วนที่เกินออกมาในรูปของรังสีที่ปรากฏบนฉากรับภาพเป็นเส้น ลักษณะการคายพลังงานออกมาว่าเป็นเส้นสว่าง เรียกอีกอย่างว่า สเปกตรัม

เปล่งออก (emission spectrum) ซึ่งธาตุแต่ละชนิดจะมีลักษณะสเปกตรัมอะตอมที่มีลักษณะเฉพาะตัว ดังนั้นจึงกล่าวได้ว่าสเปกตรัมอะตอมเป็นสมบัติเฉพาะของแต่ละธาตุ โดยธาตุต่างชนิดกันจะปรากฏความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่างกัน

ตัวอย่างสเปกตรัมอะตอม H ที่แสดงในภาพที่ 1.12(ก) เป็นสเปกตรัมที่ปรากฏในย่านแสงที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่าหรือย่านวิสิเบิล (visible) อย่างไรก็ตาม อะตอม H ยังสามารถเปล่งแสงในย่านอินฟราเรด (infrared) และย่านอัลตราไวโอเลต (ultraviolet) ได้ด้วย แต่ในย่านทั้งสองนี้ไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่า

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

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

เมื่อ $\bar{\nu}$ = เลขคลื่น

λ = ความยาวคลื่น (nm)

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

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

จากการแทนค่า n ในสมการ (1.6) สามารถคำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่าง ๆ ในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า เช่น ถ้า $n=3$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 109,678 \text{ cm}^{-1} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right) = 15,233 \text{ cm}^{-1}$$

หรือคำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอม เมื่อ $n=3$ จากสมการ (1.6) จะได้

$$\lambda = \frac{1}{109,678 \text{ cm}^{-1} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right)} = 6.565 \times 10^{-5} \text{ cm} \text{ หรือ } 656.5 \text{ nm}$$

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

อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมในย่านที่ไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่าสามารถคำนวณได้โดยใช้สมการที่ดัดแปลงจากสมการ (1.6) คือ

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

เมื่อ n_a และ n_b = เลขจำนวนเต็ม อาจมีค่า 1, 2, 3, 4,... ∞

การคำนวณสเปกตรัมอะตอมในย่านที่ไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่าจากสมการ (1.7) มีข้อกำหนดว่า n_b จะต้องมีความมากกว่า n_a เสมอ เช่นถ้า $n_a=1$ ค่าของ n_b จะต้อง = 2, 3, 4,... ∞ เมื่อแทนค่า n_a และ n_b ที่ค่าต่าง ๆ จะทำให้ได้อนุกรมของสเปกตรัมอะตอม ดังนี้

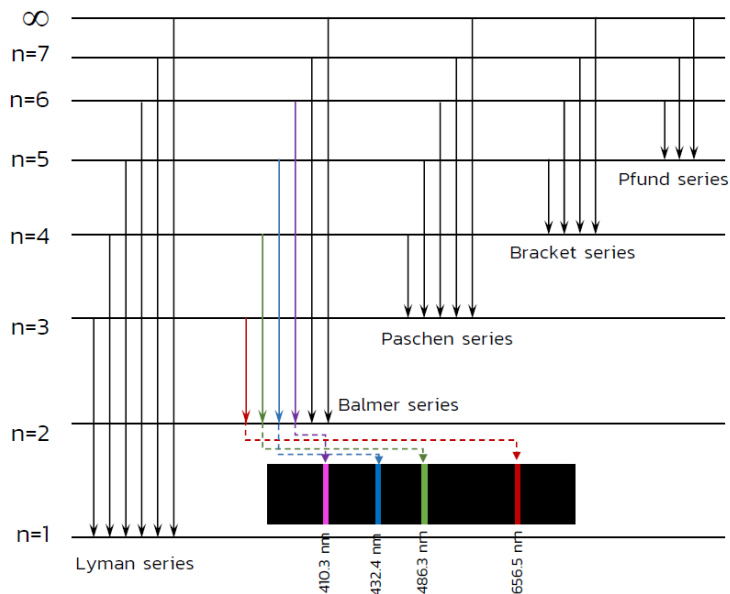
- เมื่อ $n_a=1$ ค่าความยาวคลื่นต่าง ๆ ที่คำนวณได้จะเรียกว่า อนุกรมไลแมน (Lyman series) ซึ่งปรากฏในย่านอัลตราไวโอเลต (ยูวี)
- เมื่อ $n_a=2$ ค่าความยาวคลื่นต่าง ๆ ที่คำนวณได้ เรียกว่าอนุกรมบัลเมอร์ (Balmer series) ซึ่งปรากฏในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า (วิสิเบิล)
- เมื่อ $n_a=3$ ค่าความยาวคลื่นต่าง ๆ ที่คำนวณได้เรียกว่าอนุกรมพาสเชน (Paschen series) ซึ่งปรากฏในย่านอินฟราเรด
- เมื่อ $n_a=4$ ค่าความยาวคลื่นต่าง ๆ ที่คำนวณได้เรียกว่าอนุกรมแบร็กเกต (Bracket series) ซึ่งปรากฏในย่านอินฟราเรด
- เมื่อ $n_a=5$ ค่าความยาวคลื่นต่าง ๆ ที่คำนวณได้เรียกว่าอนุกรมพินด์ (Pfund series) ซึ่งปรากฏในย่านอินฟราเรด

อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมของ H และย่านความยาวคลื่นที่สเปกตรัมอะตอมของ H แสดงในตารางที่ 1.2 เห็นได้ว่าอนุกรมบัลเมอร์ จะปรากฏในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า ดังภาพที่ 1.13 ซึ่งสอดคล้องกับการคำนวณตามสมการ (1.6) ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{เมื่อ } n &= 3 \quad \lambda = 656.5 \text{ nm} \\ n &= 4 \quad \lambda = 486.3 \text{ nm} \\ n &= 5 \quad \lambda = 432.4 \text{ nm} \\ n &= 6 \quad \lambda = 410.3 \text{ nm} \end{aligned}$$

ตารางที่ 1.2 อนุกรมเส้นของสเปกตรัมอะตอมของไฮโดรเจน

อนุกรม	n_a	n_b	ย่านความยาวคลื่น
ไลแมน	1	2, 3, 4, 5, 6,... ∞	อัลตราไวโอเลต (UV)
บัลเมอร์	2	3, 4, 5, 6, 7,... ∞	ที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า
พาสเชน	3	4, 5, 6, 7, 8,... ∞	อินฟราเรด (near infrared)
แบร็กเกต	4	5, 6, 7, 8, 9,... ∞	อินฟราเรด (far infrared)
พินด์	5	6, 7, 8, 9, 10,... ∞	อินฟราเรด (far infrared)



ภาพที่ 1.13 อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมของไฮโดรเจน. ดัดแปลงจาก *Chemistry* (p.286) by R. Chang, & K. A. Goldsby, 2016

แบบจำลองอะตอมไฮโดรเจนของโบร์

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

1) อะตอม H มีระดับพลังงานที่แน่นอนเท่านั้น เรียกว่า สถานะคงที่ (stationary state) ซึ่งแต่ละสถานะดังกล่าวจะเป็นตัวกำหนดวงโคจรของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส เมื่อระดับพลังงานยิ่งสูงขึ้น ระยะห่างของการโคจรจะไกลขึ้นด้วย ดังนั้นอิเล็กตรอนจึงโคจรรอบนิวเคลียสเป็นวงกลมโดยไม่มีการสูญเสียพลังงานแต่อย่างใด ด้วยเหตุนี้อิเล็กตรอนจึงไม่วิ่งเข้าใกล้หรือชนกับนิวเคลียส โมเมนตัมเชิงมุม (angular momentum) ของวงโคจรจะมีค่าเป็นจำนวนเต็มเท่าของ $nh/2\pi$ ซึ่งเขียนได้ว่า

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

เมื่อ L = โมเมนตัมเชิงมุม

v = ความเร็วของอิเล็กตรอน

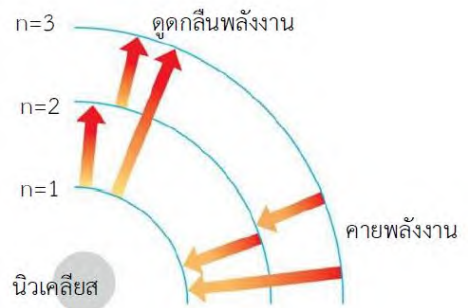
r = รัศมีของวงโคจร

2) อะตอมจะไม่มีการเปล่งรังสีหรือคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าใด ๆ ออกมาขณะที่อิเล็กตรอนโคจรรอบนิวเคลียสในสถานะคงที่ (สถานะคงที่)

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

$$E_{\text{photon}} = E_{\text{atom}} = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} = h\nu \quad \dots\dots(1.9)$$

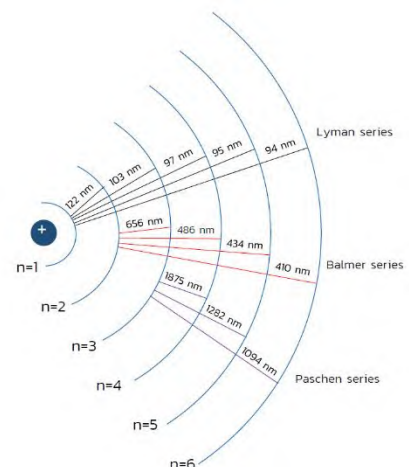
โดยอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนวงโคจรจากวงในไปสู่วงนอกจะได้รับพลังงานจากภายนอกเข้าไปกระตุ้น (จึงเป็นการดูดพลังงาน) ในทางกลับกันอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนวงโคจรจากวงนอกเข้ามาสู่วงในจะคายพลังงานออกมา (จึงเป็นการคายพลังงาน) ดังภาพที่ 1.14 สถานะคงที่ของอิเล็กตรอนก่อนที่จะมีการเปลี่ยนแปลงวงโคจร เรียกว่าสถานะพื้น (ground state) และเรียกสถานะที่มีการเปลี่ยนแปลงวงโคจรว่า สถานะกระตุ้น (excited state)



ภาพที่ 1.14 การเปลี่ยนแปลงพลังงานของอิเล็กตรอนเมื่อมีการเปลี่ยนวงโคจร

การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนไม่จำเป็นต้องเปลี่ยนไปยังระดับพลังงานที่อยู่ติดกัน อาจมีการเปลี่ยนข้ามระดับพลังงานได้ขึ้นกับปริมาณพลังงานโฟตอนที่ได้รับ พิจารณารูปแบบของอะตอมเหมือนระบบสุริยะจักรวาล อะตอมไฮโดรเจนประกอบด้วยนิวเคลียส เปรียบเสมือนเป็นดวงอาทิตย์อยู่ตรงกลางของระบบ มีอิเล็กตรอนหนึ่งตัว (เทียบได้กับว่าระบบนี้มีดาวเคราะห์เพียงดวงเดียว) เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวงโคจรที่มีรัศมีขนาดต่าง ๆ โดยมีเงื่อนไขว่า อิเล็กตรอนสามารถโคจรในวงโคจรได้ทีละวงตามที่กำหนดโดยโคจรจากวงในสุดออกไปตามลำดับ เมื่ออิเล็กตรอนกระโดดจากวงในวงหนึ่งไปยังวงนอกอีกวงหนึ่ง มันจะดูดกลืนพลังงานค่าหนึ่งที่มีค่าแน่นอน ทำให้เห็นสเปกตรัมการดูดกลืน แต่ถ้าหล่นลงมาจากวงนอกวงเดิมเข้าสู่วงในวงเดิม มันจะปลดปล่อยพลังงานด้วยค่าเดียวกันและจะได้สเปกตรัมการเปล่งออก

ดังภาพที่ 1.15 จากกระบวนการดูดกลืนและเปล่งออกพลังงานนี้สามารถสร้างสมการคณิตศาสตร์อย่างง่ายเพื่อทำนายตำแหน่งอิเล็กตรอนได้ ดังสมการ (1.6) ทฤษฎีแบบจำลองไฮโดรเจนของโบร์สามารถอธิบายด้วยสมการของบัลเมอร์ที่สามารถทำนายตำแหน่งเส้นสเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอมได้แม่นยำ



ภาพที่ 1.15 พลังงานของอะตอมเมื่อการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอิเล็กตรอน

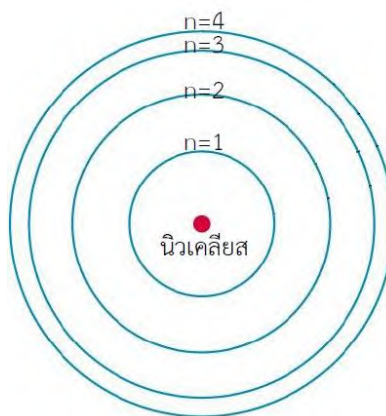
โบร์ได้เสนอแบบจำลองของอะตอม H โดยสามารถอธิบายพฤติกรรมของอิเล็กตรอนและสามารถคำนวณระดับพลังงานต่าง ๆ ทำให้สามารถอธิบายการเกิดสเปกตรัมอะตอมของ H ได้เป็นอย่างดี แบบจำลองอะตอมของโบร์ สรุปได้คือ อะตอมประกอบนิวเคลียสที่มีประจุไฟฟ้าบวกและมีอิเล็กตรอนโคจรรอบ ๆ นิวเคลียส โดยอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวงคล้ายกับวงโคจรของดาวเคราะห์รอบดวงอาทิตย์

ดังภาพที่ 1.16 แต่ละวงจะมีระดับพลังงานเฉพาะตัว ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสที่สุด จะมีพลังงานต่ำที่สุด เรียกว่าระดับ K (K-shell) และระดับพลังงานที่อยู่ถัดออกไปเรียกเป็น L, M, N, ... ตามลำดับ ต่อมาได้มีการใช้ตัวเลขแสดงระดับพลังงานของวงโคจรรีเล็กตรอน คือ $n = 1$ หมายถึงระดับพลังงานที่ 1 หรือ เซลล์ K

$n = 2$ หมายถึงระดับพลังงานที่ 2 หรือ เซลล์ L

$n = 3$ หมายถึงระดับพลังงานที่ 3 หรือ เซลล์ M

$n = 4$ หมายถึงระดับพลังงานที่ 4 หรือ เซลล์ N



ภาพที่ 1.16 แบบจำลองอะตอมของโบร์

แบบจำลองอะตอมของโบร์สามารถอธิบายสเปกตรัมแบบเส้นได้เป็นอย่างดี เนื่องจากเป็นพลังงานเฉพาะที่เปล่งออกมา การเปล่งออกเกิดขึ้นเมื่ออิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปยังวงโคจรที่อยู่ใกล้นิวเคลียส ซึ่งเป็นการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอะตอมจากสถานะสูงกว่าไปยังสถานะต่ำกว่า ดังนั้นสเปกตรัมของอะตอมจึงไม่เป็นแถบต่อเนื่องเพราะพลังงานของอะตอมมีค่าเฉพาะเท่านั้น

แบบจำลองอะตอมของโบร์ใช้อธิบายเกี่ยวกับสเปกตรัมอะตอมของ H ได้เป็นอย่างดี แต่ไม่สามารถอธิบายอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่งอิเล็กตรอนได้ จึงได้มีการศึกษาเพิ่มเติมทางกลศาสตร์ควอนตัม และมีการสร้างสมการสำหรับใช้คำนวณโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนในระดับพลังงานต่าง ๆ

โบร์ได้นำทฤษฎีควอนตัมของพลังค์มาใช้ในการคำนวณหารัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสที่เรียกว่า ออร์บิท (orbit) ซึ่งสมมติการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสเป็นวงกลม การคำนวณรัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอนได้จากสมการ

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m Z e^2} \quad \dots\dots(1.9)$$

เมื่อ r = รัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอน

n = เลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3

Z = เลขเชิงอะตอม

e = ประจุของอิเล็กตรอน

การคำนวณค่าพลังงานของอิเล็กตรอนในระดับพลังงานต่าง ๆ เพื่อบอกค่าพลังงานของอิเล็กตรอนที่ครอบครองในแต่ละระดับพลังงานนั้น ๆ ว่ามีมากน้อยเพียงใด โดยค่าพลังงานของอิเล็กตรอน

ในระดับพลังงานใด ๆ จะขึ้นอยู่กับวงโคจรของอิเล็กตรอน ซึ่งคือเลขควอนตัมหลัก ค่าพลังงานของอิเล็กตรอนที่ครอบครองในแต่ละระดับพลังงาน คำนวณได้จากสมการ

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

เมื่อ E_n = ค่าพลังงานของอิเล็กตรอนที่ครอบครองในระดับพลังงาน n

n = เลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3

สมการ (1.10) เขียนอย่างง่ายได้ดังนี้

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

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

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

โครงสร้างอะตอมในทฤษฎีปัจจุบัน

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

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

สมการของไอน์สไตน์

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

สมการของพลังค์

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

เมื่อรวมสมการของไอน์สไตน์กับสมการของพลังค์ จะได้

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

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

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

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

เมื่อ mc = พลังงานของโฟตอน (E)

ถ้าอนุภาคมีความเร็วช้ากว่าความเร็วแสง v แทนด้วย c สมการ (1.16) เขียนใหม่ได้ดังนี้

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

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

จากสมการ (1.18) เรียกว่า ความยาวคลื่นเดอบรอกลี (de Broglie wavelength) สามารถคำนวณหาความยาวคลื่นของอนุภาคที่มีมวล (m) และเคลื่อนที่ด้วยความเร็ว (v) ได้ และสามารถสรุปได้ว่าอนุภาคสามารถแสดงสมบัติเป็นคลื่นได้เช่นกัน จากสมการเดอบรอกลี แสดงความสัมพันธ์ระหว่างความยาวคลื่นกับโมเมนตัม จะเห็นได้ว่า ถ้าวัดค่า λ ได้แม่นยำ จะทำให้วัดค่าโมเมนตัมได้แม่นยำด้วย แต่ถ้าวัดค่า λ ผิดพลาด จะทำให้ค่าโมเมนตัมผิดพลาดไปด้วย

หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก

สืบเนื่องจากความไม่แน่นอนในการวัดตำแหน่งและโมเมนตัมของอิเล็กตรอนในอะตอม ในปี ค.ศ. 1927 ไฮเซนเบิร์ก (Werner Heisenberg) ทำการทดลองในหัวสมอง (thought experiment) เพื่อวัดตำแหน่งของอิเล็กตรอน จากแนวคิดพื้นฐานที่ว่า ถ้าเราต้องการรู้ว่าอิเล็กตรอนอยู่ตำแหน่งใดที่แน่นอน เราต้องเห็นอิเล็กตรอนนั้นได้อย่างชัดเจน แต่เนื่องจากอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ตลอดเวลา เราจึงไม่สามารถระบุตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่แน่นอนได้ ซึ่งไฮเซนเบิร์กสรุปจากสมมติความเป็นคลื่นของอิเล็กตรอนว่า **"ไม่มีโอกาสที่จะระบุตำแหน่งและโมเมนตัมของอนุภาคได้อย่างแม่นยำพร้อมกันในเวลาเดียวกัน"** เรียกหลักการว่า หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก (Heisenberg's uncertainty principle) หลักการนี้ขยายความได้คือหากวัดตำแหน่งอนุภาคได้แม่นยำ จะไม่มีทางบอกตำแหน่งของโมเมนตัมได้ ในทางกลับกัน ถ้าหากสามารถระบุค่าโมเมนตัมได้อย่างแม่นยำจะไม่มีทางตำแหน่งของอนุภาคได้อย่างแม่นยำ ดังนั้นถ้าวัดตำแหน่งผิดพลาดไปมาก (ความไม่แน่นอนในการวัดมีค่ามาก) จะวัดค่าโมเมนตัมผิดพลาดน้อย แต่ถ้าวัดตำแหน่งผิดพลาดน้อย (ความไม่แน่นอนในการวัดมีค่าน้อย) จะวัดค่าโมเมนตัมผิดพลาดมาก ไฮเซนเบิร์กสรุปว่าไม่ว่าจะวัดปริมาณทั้งสองได้ค่าผิดพลาดอย่างไรก็ตาม ค่าความไม่แน่นอนในการวัดปริมาณทั้งสองคูณกันแล้วต้องได้ค่าคงที่ตัวหนึ่ง และค่าคงที่ตัวนั้นต้องไม่น้อยกว่าค่าคงที่ของพลังค์ ซึ่งเขียนเป็นสมการคณิตศาสตร์อย่างง่ายได้ดังนี้

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

เมื่อ Δx = ความไม่แน่นอนในการวัดตำแหน่งของอนุภาคตามแนวแกน x

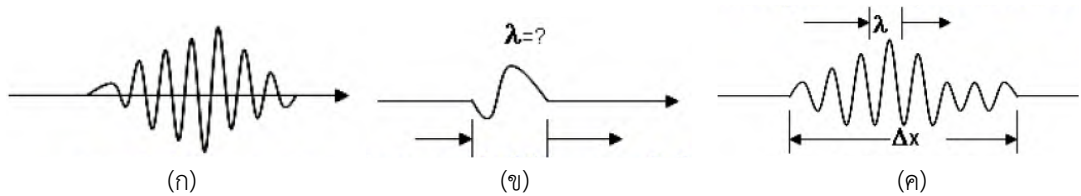
Δp_x = ความไม่แน่นอนสำหรับค่าโมเมนตัมเชิงเส้นตรงของอนุภาคในทิศทาง x

h = ค่าคงที่ของพลังค์

ต่อมาไฮเซนเบิร์กได้ศึกษาอย่างละเอียด โดยวัดทั้งตำแหน่งและโมเมนตัมของระบบที่เหมือนกันหลายครั้งและคำนึงถึงการกระจายความน่าจะเป็น (probability distribution) ของค่าที่วัดได้

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi} \quad \dots\dots(1.20)$$

หรือ $\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{2}$ เมื่อ $\hbar = \frac{h}{2\pi}$



ภาพที่ 1.17 หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก (ก) กลุ่มคลื่นที่ใช้แทนอนุภาค (ข) กลุ่มคลื่นแคบ บอก Δx ได้ง่ายแต่บอก $\Delta \lambda$ ได้ยาก และ (ค) Δx น้อย แต่ Δp มาก

ถ้าอนุภาคประพฤติตัวเป็นคลื่นดังภาพที่ 1.17(ก) เราไม่สามารถบอกได้อย่างแน่นอนว่าอนุภาคอยู่ที่ใด แต่เราจะบอกได้ว่าต้องอยู่ที่ใดที่หนึ่งภายใน Δx ถ้า Δx แคบ ตำแหน่งจะแน่นอนมาก แต่ความยาวคลื่นเฉลี่ยที่ได้จาก Δx น้อย ๆ จะผิดพลาดจากค่าจริงมากกว่าที่หาได้จาก Δx มาก ๆ นั่นคือ Δx น้อย ความยาวคลื่นไม่ค่อยแน่นอนมากทำให้โมเมนตัมก็ไม่แน่นอนมากด้วย

ในปี ค.ศ.1926 ชเรอดิงเงอร์ (Erwin Schrodinger) นักฟิสิกส์ชาวออสเตรีย ได้อาศัยแนวคิดของเดอ เบรย คืออนุภาคแสดงสมบัติเป็นคลื่นได้ ดังนั้น ถ้าอิเล็กตรอนเป็นอนุภาค แต่ประพฤติตัวแบบคลื่นได้ ควรจะมีสมการการเคลื่อนที่เช่นเดียวกับคลื่น ชเรอดิงเงอร์สามารถเขียนสมการคลื่น (wave equation) โดยแทนอิเล็กตรอนด้วยกลุ่มคลื่นและเคลื่อนที่ด้วยความเร็วกลุ่มที่เท่ากับความเร็วของอนุภาค ซึ่งหลักการทางกลศาสตร์คลื่นมาอธิบายโครงสร้างของอะตอม H และอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่งอิเล็กตรอนได้ ชเรอดิงเงอร์แสดงให้เห็นว่าการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนเป็นไปในลักษณะคลื่นซึ่งจะมีสามมิติ สมการคลื่นและวิธีการแก้สมการชเรอดิงเงอร์ ต้องใช้วิธีโดยประมาณ วิธีที่ยุ่งยากและสลับซับซ้อนมาก ปัจจุบันสมการชเรอดิงเงอร์ได้กลายเป็นการศึกษาทางด้านฟิสิกส์สาขาหนึ่งที่เรียกว่า กลศาสตร์คลื่น (wave mechanics) หรือควอนตัมแมคคานิกส์ (quantum mechanics) สมการของชเรอดิงเงอร์เป็นสมการดิฟเฟอเรนเชียลที่เป็นคณิตศาสตร์ชั้นสูง

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

เมื่อ x = ตำแหน่งของอนุภาคใน 1 มิติ
 m = มวลของอิเล็กตรอน
 E = พลังงานของอิเล็กตรอน
 V = พลังงานศักย์

สมการชเรอดิงเงอร์เขียนอย่างย่อ ได้คือ

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

เมื่อ H = แฮมิลโทเนียน (hamiltonian) เป็นตัวจัดกระทำ (operator)

ψ = ฟังก์ชันคลื่น (wave function)

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

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

1.3 เลขควอนตัม

เลขควอนตัม (quantum number) เป็นค่าได้จากการแก้สมการชเรอดิงเงอร์เพื่อหาค่าพลังงานและบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนในสามมิติ เลขควอนตัม 3 ชนิดแรกคือ เลขควอนตัมหลัก เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม และเลขควอนตัมแม่เหล็ก จะสัมพันธ์กันอย่างต่อเนื่อง เลขควอนตัมเหล่านี้ใช้บอกระดับพลังงาน ขนาด รูปร่างและทิศทางของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่อิเล็กตรอนครอบครองอยู่ในออร์บิทัลนั้น ๆ ส่วนเลขควอนตัมชนิดที่ 4 คือเลขควอนตัมสปิน ซึ่งใช้ระบุพฤติกรรมของอิเล็กตรอนหนึ่ง ๆ ที่ครอบครองในออร์บิทัล เลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิดประกอบด้วย

1) เลขควอนตัมหลัก (principal quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ n เป็นเลขที่แสดงระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอน (หรือเรียกว่าเชลล์) โดย n มีค่าเป็นจำนวนเต็ม 1, 2, 3,... (โดย n ตรงกับระดับพลังงาน n ในทฤษฎีของโบร์) โดยถ้า n เท่ากับ 1 ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนมีเพียง 1 ระดับอิเล็กตรอนจะอยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุดและมีค่าพลังงานต่ำที่สุด ซึ่งสอดคล้องกับทฤษฎีของโบร์ แต่ถ้า n ยิ่งมีค่ามาก ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนมีหลายระดับ อิเล็กตรอนจะอยู่ในระดับพลังงานสูงขึ้น จะอยู่ห่างจากนิวเคลียสมากขึ้นและมีค่าพลังงานสูงขึ้นตามลำดับ ระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอนเขียนแทนด้วยตัวอักษร K, L, M และ N ดังแสดงในตารางที่ 1.3

ตารางที่ 1.3 เลขควอนตัมหลักและชื่อเรียกเซลล์

เลขควอนตัมหลัก (n)	ระดับพลังงานหลัก (n)	ชื่อเรียกเซลล์
1	1	K
2	2	L
3	3	M
4	4	N

2) เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (angular momentum quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ l จะบอกถึงโมเมนตัมเชิงมุมในการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส ถ้า l มีค่าสูงแสดงว่า อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ด้วยโมเมนตัมเชิงมุมสูงและมีพลังงานสูง

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุมยังบอกรูปร่างของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่อิเล็กตรอนนั้นครอบครองอยู่ ค่า l ขึ้นกับเลขควอนตัมหลัก n ดังนี้

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

ถ้า $n = 1$ l จะมี 1 ค่า คือ 0

ถ้า $n = 2$ l จะมี 2 ค่า คือ 0 และ 1

ถ้า $n = 3$ l จะมี 3 ค่า คือ 0, 1 และ 2

ถ้า $n = n$ l จะมี n ค่า คือ 0, 1, 2, 3, และ ($n-1$)

ค่า l มักระบุเป็นตัวอักษรแทนชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอม ดังนี้

$l = 0$ ตรงกับระดับย่อย s เรียกว่า ออร์บิทัล-s

$l = 1$ ตรงกับระดับย่อย p เรียกว่า ออร์บิทัล-p

$l = 2$ ตรงกับระดับย่อย d เรียกว่า ออร์บิทัล-d

$l = 3$ ตรงกับระดับย่อย f เรียกว่า ออร์บิทัล-f

ตารางที่ 1.4 ชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

n	ค่า l	ชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอม
1	0	s
2	0	s
	1	p
3	0	s
	1	p
	2	d
4	0	s
	1	p
	2	d
	3	f

3) เลขควอนตัมแม่เหล็ก (magnetic quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ m_l จะบอกถึงจำนวนและการจัดทิศทางของออร์บิทัลเชิงอะตอมเมื่ออะตอมอยู่ในสนามแม่เหล็ก ค่า m_l ที่เป็นไปได้จะขึ้นกับค่าของเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (l) โดยแต่ละ l จะมี m_l เป็นจำนวนเท่ากับ $2l+1$ และมีค่าอยู่ระหว่าง $+l$ ถึง $-l$ ดังนี้

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

ถ้า $l = 0$ ค่า m_l มีได้ $(2 \times 0) + 1 = 1$ ค่า ก็คือ 0 ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 1 แบบ

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

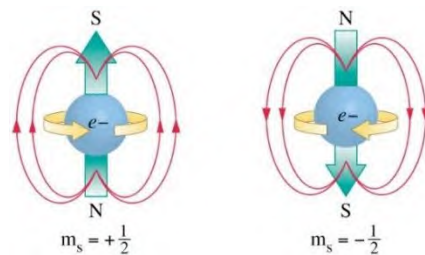
$l = 2$ ค่า m_l มีได้ $(2 \times 2) + 1 = 5$ ค่า ก็คือ -2, -1, 0, +1, +2 ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 5 แบบ

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

ตารางที่ 1.5 เลขควอนตัมและชนิดออร์บิทัลเชิงอะตอม

n	$l=n-1$	ออร์บิทัล	$m_l=2l+1$	ชนิดออร์บิทัลเชิงอะตอม
1	0	1s	1	1s
2	0	2s	1	2s
	1	2p	3	2p _x , 2p _y , 2p _z
3	0	3s	1	3s
	1	3p	3	3p _x , 3p _y , 3p _z
	2	3d	5	3d _{xy} , 3d _{xz} , 3d _{yz} , 3d _{x²-y²} , 3d _{z²}
4	0	4s	1	4s
	1	4p	3	4p _x , 4p _y , 4p _z
	2	4d	5	4d _{xy} , 4d _{xz} , 4d _{yz} , 4d _{x²-y²} , 4d _{z²}
	3	4f	7	4f _{z³} , 4f _{xz²} , 4f _{yz²} , 4f _{xyz} , 4f _{z(x²-y²)} , 4f _{x(x²-3y²)} , 4f _{y(y²-3x²)}

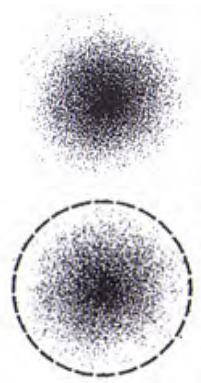
4) เลขควอนตัมสปิน (spin quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ m_s ตามทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า ประจุที่หมุนจะก่อให้เกิดสนามแม่เหล็กขึ้น การที่อิเล็กตรอนเป็นอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าเป็นลบ เมื่ออิเล็กตรอนเคลื่อนที่ จะหมุนรอบแกนตัวเอง ทำให้อิเล็กตรอนเหมือนแม่เหล็กแท่งเล็ก ๆ ซึ่งอิเล็กตรอนหมุนรอบตัวเองได้ 2 แบบ คือ หมุนตามเข็มนาฬิกา (สวนทางกับสนามแม่เหล็ก) และหมุนทวนเข็มนาฬิกา (ทิศทางเดียวกับสนามแม่เหล็ก) ดังภาพที่ 1.18 เลขควอนตัมสปินมีได้สองค่าเท่านั้น คือ $+1/2$ และ $-1/2$ เพราะการหมุนรอบแกนมีสองทิศทาง



ภาพที่ 1.18 ทิศทางการหมุนของอิเล็กตรอนในสนามแม่เหล็ก

ออร์บิทัลเชิงอะตอม

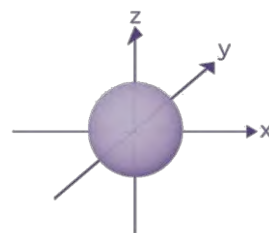
ออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital) คือบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนที่โคจรรอบนิวเคลียส แต่เป็นการยากที่จะระบุตำแหน่งของอิเล็กตรอนอย่างแน่ชัด ในการวาดภาพเพื่อแสดงขอบเขตของอิเล็กตรอนในอะตอมจึงเป็นลักษณะกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนดังในภาพที่ 1.19 จุดดำเข้มที่อยู่ตรงกลางของกลุ่มหมอกในการแสดงถึงความน่าจะเป็นสูงที่สุดในการพบอิเล็กตรอนในบริเวณใกล้เคียงและโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนจะน้อยลงในบริเวณที่อยู่ไกลนิวเคลียสออกไป



ภาพที่ 1.19 แสดงกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน

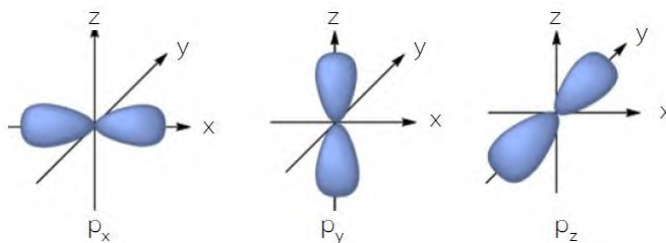
จากตารางที่ 1.5 เลขควอนตัมของอิเล็กตรอนและรูปร่างออร์บิทัลเชิงอะตอม สามารถแสดงรายละเอียดของออร์บิทัลเชิงอะตอมได้ดังนี้

1) ออร์บิทัล-s (s-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า $l = 0$, $m_l = 0$ แสดงว่าการกระจายของอิเล็กตรอนไม่ขึ้นอยู่กับทิศทาง รูปร่างออร์บิทัลจึงมีลักษณะเป็นทรงกลม ดังภาพที่ 1.20



ภาพที่ 1.20 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-s

2) ออร์บิทัล-p (p-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า $l = 1$, $m_l = -1, 0, +1$ มี 3 ทิศทางได้แก่ p_x , p_y และ p_z โดยทั้ง 3 ออร์บิทัลย่อยเหล่านี้มีระดับพลังงานเท่ากัน (degenerated orbital) การกระจายของอิเล็กตรอนจะมีลักษณะเป็นก้อนกลม 2 ก้อนขั้วนิวเคลียส (lobe) ลักษณะคล้ายตุ้มเบล (dumb-bell) ดังภาพที่ 1.21



ภาพที่ 1.21 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-p

3) ออร์บิทัล-d (d-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ มี 5 ทิศทาง ได้แก่ d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$ และ d_{z^2} โดยทั้ง 5 ออร์บิทัลย่อยเหล่านี้มีระดับพลังงานเท่ากัน ดังภาพที่ 1.22