

## แผนบริหารการสอนประจำบทที่ 4 โครงสร้างอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอมและโมเลกุล

### เนื้อหาประจำบท

1. จากคลาสสิกฟิสิกส์สู่ทฤษฎีควอนตัม
2. ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก
3. สเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอม
4. แบบจำลองอะตอมแบบกลศาสตร์คลื่น

### วัตถุประสงค์เชิงพฤติกรรม

เมื่อศึกษาจบบทนี้แล้ว นักศึกษาสามารถ

1. มีทักษะการคำนวณรัศมีและพลังงานของวงโคจรในระดับต่างๆ ของไฮโดรเจนอะตอมตามแนวคิดของโบร์
2. กำหนดเลขควอนตัมทั้ง 4 ( $n, l, m_l, m_s$ ) ของอิเล็กตรอนใดๆ ที่กำหนดได้ถูกต้อง
3. จากโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอมหรือไอออนที่กำหนด สามารถเขียนได้ถูกต้อง
4. สามารถจำแนกโครงสร้างอิเล็กตรอนในสถานะพื้น และแบบใดเป็นโครงสร้างในสถานะที่ถูกกระตุ้น ของโครงสร้างอิเล็กตรอนที่กำหนดได้ถูกต้อง
5. สามารถระบุเลขควอนตัมทั้ง 4 ที่กำหนดให้ ชุดใดเป็นไปได้ และชุดใดเป็นไปไม่ได้

### วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. ให้นักศึกษาเลือกประเด็นที่สนใจ แล้วศึกษารายละเอียดจากเอกสารคำสอน และค้นคว้าเพิ่มเติม เพื่อนำมาอภิปราย และสรุปในเวลาที่กำหนด
2. ให้นักศึกษาร่วมอภิปรายในประเด็นที่ผู้สอนสมมติสถานการณ์ของการเปลี่ยนแปลงทางกายภาพและการเปลี่ยนแปลงทางเคมี
3. ให้เล่นเกมการจับคู่ ข้อความที่กำหนด
4. ให้นักศึกษาระบุจำนวนอนุภาคโปรตอน อิเล็กตรอน ของธาตุที่เพื่อนๆ กำหนด
5. ให้นักศึกษาฝึกเขียนโครงสร้างอิเล็กตรอนของธาตุหรือไอออนตามที่กำหนด
6. อาจารย์บรรยายสรุปประเด็นเพิ่มเติม

### สื่อการเรียนการสอน

1. แท่งแม่เหล็ก
2. เอกสารคำสอนวิชาเคมีเคมีเชิงฟิสิกส์ 2
3. รูปแบบจำลองออร์บิทัลแบบ s p และ d ออร์บิทัล
4. สื่อเพาเวอร์พอยต์ สำหรับเนื้อหาประจำบท
5. สื่อวีดิทัศน์เนื้อหาที่เกี่ยวข้องกับบทเรียน

6. แบบทดสอบ
7. ตำราและเอกสารอ่านประกอบ
8. แผ่นตารางธาตุ

#### **การวัดผลและการประเมินผล**

1. สังเกตจากการอภิปรายของนักศึกษา และการมีส่วนร่วมในการเสนอความเห็นในระหว่างการเรียนรู้
2. สังเกตจากความถูกต้องในการตอบปัญหาในระหว่างเรียน
3. สังเกตจากความถูกต้องของการเขียนโครงแบบอิเล็กทรอนิกส์ของธาตุหรือไอออนที่กำหนด
4. ตรวจสอบความถูกต้องจากการทำแบบฝึกหัดประจำบท
5. โดยการทดสอบย่อย

## บทที่ 4

### โครงสร้างอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอมและโมเลกุล

เมื่อก่อนปีคริสต์ศักราช 1800 ได้มีนักวิทยาศาสตร์ซึ่งมีความเชื่อว่าอะตอมเป็นส่วนที่เล็กที่สุดของสสารและสามารถแบ่งย่อยลงไปได้อีก จนกระทั่งหลังคริสต์ศักราช 1800 ดอลตัน (John Dalton) เป็นนักฟิสิกส์เคมีชาวอังกฤษ พบว่ากฎต่างๆ ของเคมีที่มีอยู่ในขณะนั้น ตั้งเป็นทฤษฎีอะตอม (The Atomic Theory) ที่เอื้อประโยชน์ให้นักวิทยาศาสตร์เข้าใจถึงความสัมพันธ์เชิงปริมาณของสารที่เข้าทำปฏิกิริยากัน แต่ไม่สามารถอธิบายว่าสารเกิดปฏิกิริยากันได้อย่างไร

#### 4.1 จากคลาสสิกฟิสิกส์สู่ทฤษฎีควอนตัม

ในยุคคริสต์ศตวรรษที่ 19 (ปี ค.ศ.1800) ได้มีความเข้าใจเรื่องอะตอมและโมเลกุลระดับหนึ่ง โดยมีความเชื่อว่าอะตอมเป็นส่วนที่เล็กที่สุดของสสารและสามารถแบ่งย่อยลงไปได้อีก โดย สมมติ โมเลกุลมีพฤติกรรมเหมือนลูกบอลเล็กๆ เต็งไปมา ซึ่งในยุคต้นนักฟิสิกส์ได้อธิบายปรากฏการณ์ระดับมหภาค เช่น ความดันกระทำโดยแก๊ส แบบจำลองอะตอม ซึ่งอะตอมและโมเลกุล มีเสถียรภาพอย่างไร แต่ไม่สามารถนำทฤษฎีดังกล่าวมาอธิบายได้

หลังจากที่รีทเทอร์ฟอร์ดได้เสนอแบบจำลองอะตอม จึงเกิดปัญหาว่าอิเล็กตรอนจัดเรียงตัวอย่างไรรอบๆ นิวเคลียส ซึ่งจำเป็นต้องใช้ความรู้เรื่องแสงมาอธิบาย นิวตัน (Isaac Newton) ได้ศึกษาสมบัติของแสง พบว่าแสงประกอบด้วยลำของอนุภาคเล็กๆ หรือเม็ดซึ่งมีการเคลื่อนที่เป็นเส้นตรง ยัง (Thomas Young) พบว่าแสงเป็นคลื่นคือมีสมบัติในการกระจายแสง (diffraction) เมื่อผ่านช่องเล็กๆ จากผลการศึกษาดังกล่าวแสดงว่าแสงธรรมชาติเป็นทวิภาค คือเป็นได้ทั้งคลื่นและอนุภาค

ปี ค.ศ.1900 แพลงค์ (Max Planck) พบว่าการปล่อยรังสีจากวัตถุร้อนมีค่าแตกต่างกัน เช่น เมื่อเผาเหล็กให้ร้อนที่อุณหภูมิต่ำกว่า 1,000 K เหล็กจะร้อนแต่ไม่มีการเปลี่ยนแปลงของแท่งเหล็ก เมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้นถึง 1,000 K เหล็กเริ่มมีสีแดงเรื่อๆ ที่อุณหภูมิ 1,500 K เหล็กจะเปลี่ยนเป็นสีส้ม ที่อุณหภูมิ 2,000 K จะเปลี่ยนเป็นสีเหลือง และที่อุณหภูมิ 3,000 K เหล็กจะเปลี่ยนเป็นสีขาว และถ้าเพิ่มอุณหภูมิสูงขึ้นอีกจะไม่เห็นการเปลี่ยนแปลง แต่จะมีความร้อนของรังสีเพิ่มขึ้น แพลงค์ได้เสนอทฤษฎีควอนตัมของแสงว่าแสงเป็นได้ทั้งคลื่นและอนุภาค การดูดกลืน หรือการปล่อยพลังงานของวัตถุร้อน จะเกิดทีละเป็นจำนวนมีค่าเฉพาะ เรียกว่าควอนตัม เขียนความสัมพันธ์ได้ดังนี้

$$E = nh\nu \quad (4.1)$$

เมื่อ	$E$	เป็นพลังงานมีหน่วยเป็นจูล (J)
	$n$	เป็นเลขควอนตัมซึ่งมีค่าจำนวนเต็มเป็น 1, 2, 3.....
	$h$	เป็นค่าคงที่ของแพลงค์ = $6.63 \times 10^{-34}$ J·s
	$\nu$	เป็นความถี่มีหน่วยเป็น $s^{-1}$

ต่อมา ในปี ค.ศ. 1900 Max Planck สังเกตการเปล่งแสงของของแข็งที่ได้รับความร้อนที่อุณหภูมิต่างๆ พบว่าอะตอมและโมเลกุลคายพลังงานออกมาเป็นทวีคูณของค่าจำเพาะค่าหนึ่งเท่านั้น หมายความว่าพลังงานที่คายออกมามีค่าที่แน่นอนบางค่าเท่านั้น ทำให้ทฤษฎีควอนตัมเกิดขึ้น

Max Planck นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมัน ได้อธิบายปรากฏการณ์เกี่ยวกับการแผ่รังสีของวัตถุต่าง ๆ ได้เสนอสมมติฐานของแพลงก์ (Planck's Hypothesis) มีใจความดังนี้ อะตอมที่สั่นหรือเรียกว่า ออสซิลเลเตอร์ (oscillator) ด้วยความถี่ค่าหนึ่ง (V) จะส่งพลังงานออกมาในรูปของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า ในการทำความเข้าใจเรื่องทฤษฎีควอนตัมของ Planck ก่อนอื่นต้องรู้จักธรรมชาติบางประการของคลื่นก่อน

คลื่น (Wave) คือ การถ่ายทอดพลังงานออกจากแหล่งกำเนิดพลังงานด้วยการสั่น เป็นปรากฏการณ์ธรรมชาติอย่างหนึ่งซึ่งสามารถพบได้ทั่วไปในชีวิตประจำวัน เช่น ถ้าขว้างก้อนหินลงไปในน้ำ พลังงานจากก้อนหินที่เคลื่อนที่จะถูกถ่ายทอดไปยังอนุภาคของน้ำ ณ บริเวณที่ก้อนหินตกกระทบ พลังงานที่ถ่ายทอดสู่น้ำจะทำให้อนุภาคของน้ำเกิดการสั่นขึ้นลงแล้วจึงถ่ายทอดไปยังอนุภาคข้างเคียง โดยธรรมชาติของคลื่นมีองค์ประกอบดังนี้ และแสดงดังรูปที่ 4.1

1. ความยาวคลื่น (wavelength,  $\lambda$ ) คือระยะทางจากยอดคลื่นหนึ่ง ถึงอีกยอดคลื่นหนึ่ง
2. ความถี่คลื่น (frequency,  $V$ ) คือจำนวนคลื่นที่ผ่านจุดหนึ่งใน 1 s
3. ความเร็วคลื่น (velocity,  $c$ ) คือระยะทางที่คลื่นเคลื่อนที่ใน 1 s
4. แอมพลิจูด (amplitude) คือความสูงของยอดคลื่น



รูปที่ 4.1 องค์ประกอบของคลื่น

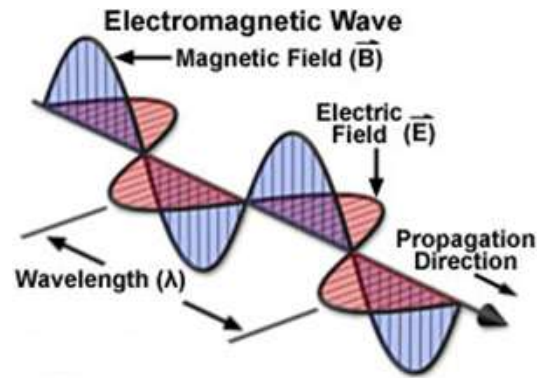
ที่มา ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p100)

รังสีแม่เหล็กไฟฟ้า คือ คลื่นหรือควอนตัมโฟตอนของสนามแม่เหล็กไฟฟ้าที่แผ่ผ่านปริภูมิโดยพาพลังงานจากการแผ่รังสีแม่เหล็กไฟฟ้าเป็นรูปพลังงานที่เปล่งออก (Emission) ในรูปของคลื่น มีองค์ประกอบ 2 ส่วน ได้แก่

1. คลื่นทางไฟฟ้า (Electric wave) เป็นคลื่นชนิดหนึ่งที่เคลื่อนที่โดยไม่อาศัยตัวกลาง โดยอาศัยการเหนี่ยวนำกันระหว่างสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าซึ่งเปลี่ยนแปลงตลอดเวลา ทิศของสนามทั้งสองตั้งฉากกันและตั้งฉากกับทิศการเคลื่อนที่

2. คลื่นทางแม่เหล็ก (Magnetic wave) คลื่นที่ไม่ต้องอาศัยตัวกลางในการเคลื่อนที่ เช่น คลื่นแสง, คลื่นวิทยุ เป็นต้น

ซึ่งมีความยาวคลื่นและความถี่เดียวกัน ดังนั้นจึงมีอัตราเร็วเท่ากันแต่เคลื่อนที่ไปในระนาบตั้งฉากกัน ดังรูปที่ 4.2

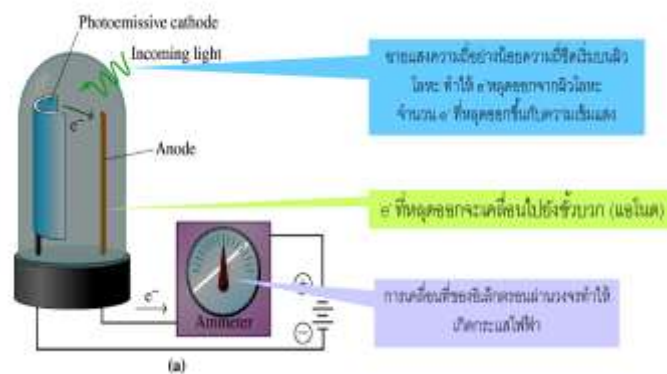


รูปที่ 4.2 สนามแม่เหล็ก (magnetic field) และสนามไฟฟ้า (electric field) ซึ่งมีความยาวคลื่น และความถี่เดียวกัน

ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.94)

#### 4.2 ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก

ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก คือ ปรากฏการณ์ที่ฉายแสงที่มีความถี่สูงตกกระทบผิวโลหะแล้วทำให้เกิดประจุไฟฟ้าลบ (อิเล็กตรอน) หลุดออกมาจากโลหะได้ โดยอิเล็กตรอนถูกปล่อยออกมาจากผิวโลหะเมื่อได้รับแสงความถี่อย่างน้อยเท่ากับค่าเฉพาะขั้นต่ำที่เรียกว่า **ความถี่ขีดเริ่ม (Threshold frequency)** จำนวนอิเล็กตรอนที่หลุดออกมาแปรผันตรงกับความเข้มแสง (หรือความสว่าง) หากฉายแสงต่ำกว่า ความถี่ขีดเริ่ม จะไม่มี อิเล็กตรอนหลุดออกมา แม้ว่าแสงจะมีความเข้มเท่าใดก็ตาม จากปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริกนี้ ไม่สามารถอธิบายได้ด้วยทฤษฎีคลื่นไอน์สไตน์ จึงเสนอว่า “แสงเป็นดังลำอนุภาค” เรียกว่า โฟตอน(photon) แสดงดังรูปที่ 4.3



รูปที่ 4.3 ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก ที่ฉายแสงที่มีความถี่สูงตกกระทบผิวโลหะแล้วทำให้เกิดประจุไฟฟ้าลบ (อิเล็กตรอน) หลุดออกมาจากโลหะได้

ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.96)

พลังงาน(E) ของ 1 Quantum มีค่า

$$E = h\nu \quad (4.2)$$

เมื่อ  $h =$  ค่าคงที่ของพลังค์  $= 6.63 \times 10^{-34}$  J.s

จาก 
$$\nu = \frac{c}{\lambda} \quad (4.3)$$

ดังนั้น 
$$E = h \frac{c}{\lambda} \quad (4.4)$$

พลังงานที่ปล่อยจึงเป็น  $1h\nu, 2h\nu, 3h\nu \dots$  ไม่ใช่ค่าเฉพาะ  $1.67$  hV หรือ  $4.98$  hV ซึ่งเป็นค่าเฉพาะ แต่การกำหนดสมมุติฐานนี้ก็ทำให้สามารถอธิบายผลการทดลองสำหรับการแปรรังสีของของแข็งได้ทุกย่านความยาวคลื่น ซึ่งเป็นการสนับสนุนที่ดีต่อทฤษฎีควอนตัมได้

แต่ละโฟตอนมีพลังงาน  $E = h\nu$ ,  $\nu$  คือ ความถี่ขีดเริ่ม

ถ้าฉายแสงที่มีความถี่สูงกว่าความถี่ขีดเริ่ม  $e^-$  จะหลุดออกมาจากโลหะ และมีพลังงานส่วนเกินเหลือเป็นพลังงานจลน์

ดังนั้น 
$$E = h\nu = KE + BE \quad (4.5)$$

เมื่อ  $KE =$  พลังงานจลน์ของ  $e^-$  ที่หลุดออกมา

$BE =$  พลังงานยึดเหนี่ยวของ  $e^-$

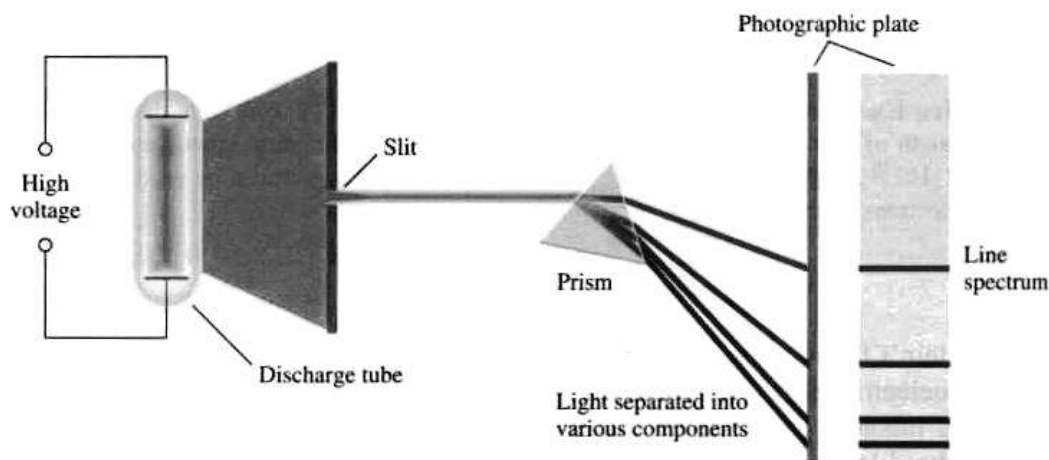
ดังนั้น 
$$KE = h\nu - BE \quad (4.6)$$

ซึ่งสรุปได้ว่า โฟตอนมีความถี่มากเท่าใด พลังงานจลน์ของ  $e^-$  ที่หลุดออกยิ่งมีพลังงานมากเท่านั้น

#### 4.3 สเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอม

จากการทดลองของพลังค์ เมื่อโลหะได้รับความร้อนจนถึงระดับที่พอเหมาะจะเปล่งแสงออกมา ทำนองเดียวกันกับการเปล่งแสงของไส้หลอดไฟฟ้า เมื่อผ่านแสงนี้ไปบนปริซึมจะกระจายออกเป็นสีต่างๆ จากสีม่วง คราม น้ำเงิน เขียว เหลือง แสด แดง ต่อเนื่องกันไปเป็นสเปกตรัมสเปกตรัมแบบนี้ เรียกว่าสเปกตรัมแบบต่อเนื่อง (Continuous spectrum) ส่วนอะตอมหรือโมเลกุลของธาตุในสภาวะก๊าซ เมื่อถูกกระตุ้นด้วยความร้อน หรือประกายไฟฟ้าจะเปล่งแสงได้เช่นเดียวกัน และเมื่อผ่านแสงไปบนปริซึมจะได้สเปกตรัมเป็นสีต่างๆ เว้นระยะไม่ต่อเนื่องกัน เรียกว่าสเปกตรัมแบบเส้น (line spectrum)

ไฮโดรเจนอะตอมมีอิเล็กตรอนเพียงหนึ่งอนุภาค เมื่อบรรจุในหลอดแก้วที่มีความดันต่ำแล้วผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไป จะทำให้โมเลกุลของก๊าซไฮโดรเจน  $H_2$  แตกตัวออกเป็นอะตอม (H) และเปล่งแสงสีแดง เมื่อผ่านไปบนปริซึมปรากฏเส้นสเปกตรัมในช่วงแสงที่มองเห็นได้ 4 ความยาวคลื่น คือ แสงสีแดงที่เข้มมาก แสงสีน้ำเงินแกมเขียว แสงสีน้ำเงินอมม่วง และแสงสีม่วงอ่อนที่สุด ดังภาพที่ 4.4



รูปที่ 4.4 เส้นสเปกตรัม 4 เส้นในช่วงแสงที่มองเห็น และเส้นสเปกตรัมอื่นๆ ในบริเวณอัลตราไวโอเล็ตย่านใกล้  
ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.98)

ได้มีการศึกษาเส้นสเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอม พบว่ามีสเปกตรัมต่างกัน 5 อนุกรม ทั้งชนิดที่ปรากฏในช่วงแสงที่มองเห็น และช่วงแสงที่มองไม่เห็นของอัลตราไวโอเล็ต และอินฟราเรด แต่ละอนุกรมเรียกตามชื่อผู้ค้นพบ ดังตารางที่ 4.1

ตารางที่ 4.1 แสดงเส้นสเปกตรัม 5 กลุ่มหลักของไฮโดรเจนอะตอม

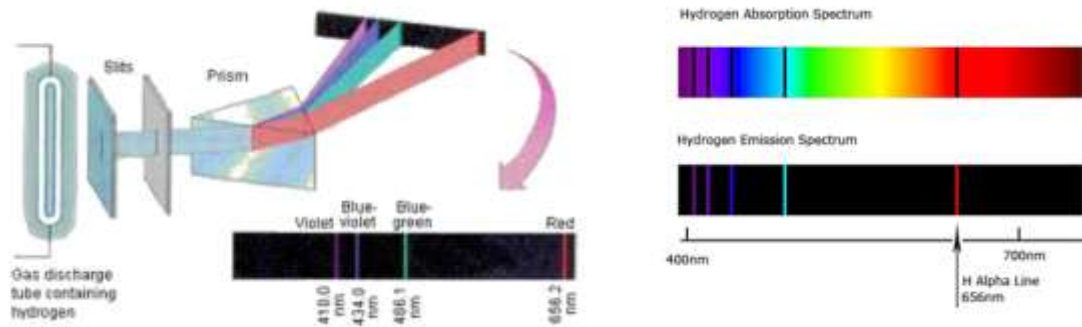
อนุกรม	ช่วงสเปกตรัมที่ปรากฏ	$n_L$	$n_H$
ไลแมน (Lyman)	อัลตราไวโอเล็ตย่านใกล้	1	2, 3, 4, ..... $\alpha$
บัลเมอร์ (Balmer)	แสงที่มองเห็นและ อัลตราไวโอเล็ตย่านใกล้	2	3, 4, 5, ..... $\alpha$
ปาสเชน (Paschen)	อินฟราเรด	3	4, 5, 6, ..... $\alpha$
แบรคเกตต์ (Breckett)	อินฟราเรด	4	5, 6, 7, ..... $\alpha$
พุนด์ (Pfund)	อินฟราเรด	5	6, 7, 8, ..... $\alpha$

ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.99)

จากทฤษฎีอะตอมของบอร์ เมื่อวัตถุ เช่น เหล็กได้รับพลังงาน(ความร้อน,ไฟฟ้า) จะปลดปล่อยพลังงานออกมาเป็น สเปกตรัมการเปล่งแสง ซึ่งให้แสงแบบต่อเนื่อง การเปล่งแสงของ

อะตอมในสถานะแก๊ส จะไม่เป็นสเปกตรัมแบบต่อเนื่อง แต่เป็น สเปกตรัมแบบเส้น คือ แสงที่ปลดปล่อยความยาวคลื่นเฉพาะค่าหนึ่ง

ธาตุทุกชนิดมีสเปกตรัมการเปล่งแสงเฉพาะตัว ตำแหน่งเส้นที่เกิดขึ้นในสเปกตรัมสามารถใช้วิเคราะห์เชิงเคมี เพื่อจำแนกชนิดอะตอมได้ จุดตั้งปลายนิ้วมือที่ใช้จำแนกคน



รูปที่ 4.5 เส้นสเปกตรัมของการเปล่งแสงเฉพาะตัว ในลักษณะแบบเส้น (line spectrum)

ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.103)

โยฮันน์ บัลเมอร์ (Johann Balmer) พบสูตรที่ให้ตัวเลขสอดคล้องกับตำแหน่งของเส้นสเปกตรัมไฮโดรเจนในช่วงคลื่นแสงที่ตามองเห็น

$$\text{อนุกรมบัลเมอร์ (Balmer series)} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad : n = 3, 4, 5, \dots \quad (4.7)$$

$R = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$  เรียกค่าคงที่ของริดเบิร์ก (Rydberg's constant)

อนุกรมไลมาน (Lyman series)

$$\text{UV} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad : n = 2, 3, 4, \dots \quad (4.8)$$

อนุกรมบัลเมอร์ (Balmer series)

$$\text{Visible} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad : n = 3, 4, 5, \dots \quad (4.9)$$

อนุกรมปาเชน (Paschen series)

$$\text{Visible} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad : n = 4, 5, 6, \dots \quad (4.10)$$

อนุกรมแบรคเก็ต (Brackett series)

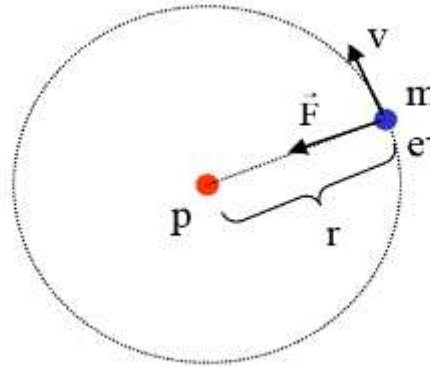
$$\text{IR} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad : n = 5, 6, 7, \dots \quad (4.11)$$



อนุกรมฟูนด์ (Fundt series)

$$\text{IR} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad : n = 6, 7, 8, \dots \quad (4.12)$$

นีล บอห์ร ได้เสนอทฤษฎีที่อธิบายสเปกตรัมแบบเส้นของอะตอมไฮโดรเจนได้สำเร็จซึ่งสมมติฐานเกี่ยวกับอะตอมไฮโดรเจนของบอห์ สรุปลงได้คือ



รูปที่ 4.6 รูปไฮโดรเจนอะตอม

ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.104)

1. มีวงโคจรบางวงที่เสถียรและอิเล็กตรอนสามารถโคจรอยู่ได้โดยไม่สูญเสียพลังงาน
2. อิเล็กตรอนสามารถเปลี่ยนตำแหน่งระหว่างวงโคจรที่เสถียรได้โดยจะมีการดูดกลืนหรือคายพลังงานในรูปของโฟตอนซึ่งพลังงานของโฟตอนมีค่าเท่ากับผลต่างของระดับพลังงานในแต่ละวงโคจรหรือเงื่อนไขความถี่คือ

$$hf = E_i - E_f \quad (4.13)$$



รูปที่ 4.7 วงโคจรที่มีการดูดกลืนหรือคายพลังงานในรูปของโฟตอน

ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.105)

3. วงโคจรที่เสถียรกำหนดโดยขนาดของโมเมนตัมเชิงมุม  $L$

$$L = mvr = n\hbar = n \frac{h}{2\pi} \quad : n = 1, 2, 3, \dots \quad (4.14)$$

$n$  เป็นเลขจำนวนเต็มเรียกว่า เลขควอนตัมหลัก (principal quantum number)  
เราอาจหาพลังงานของวงโคจรต่างๆได้โดยเริ่มจากพลังงานรวม

$$E = K + U = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} \quad (4.15)$$

แรงคูลอมบ์เป็นแรงสู่ศูนย์กลาง

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} = \frac{mv^2}{r} \Rightarrow K = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r} \quad (4.16)$$

$$E = K + U = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r} - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r} \quad (4.17)$$

ค่าพลังงานที่เป็นลบ หมายถึงอิเล็กตรอนถูกโปรตอนดึงดูดไว้ให้โคจรในที่จำกัด (bond system)

หรือต้องใช้พลังงาน  $\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r}$  เพื่อที่จะดึงอิเล็กตรอนให้หลุดจากอะตอม

จากความสัมพันธ์  $\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} = \frac{mv^2}{r}$  และ  $L = mvR = n\hbar$

รัศมีของวงโคจรลำดับที่  $n$  คือ

$$r_n = 4\pi\epsilon_0 \frac{n^2 \hbar^2}{mc^2} = a_0 n^2 \quad (4.18)$$

วงโคจรที่เล็กที่สุดคือ  $n = 1$  หรือเรียก  $a_0$  ว่ารัศมีบอร์ (Bohr radius)

$$E = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r} \text{ ให้ } k_a = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \quad (4.19)$$

ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนคือ

$$E_n = -\frac{k_e e^2}{2a_0 n^2} = \frac{-13.6\text{eV}}{n^2}; n = 1, 2, 3, \dots \quad (4.20)$$

วงโคจร  $n = 1$ :

$$E_1 = -13.6 \text{ eV} \text{ พลังงานสถานะพื้น (ground state energy)}$$

วงโคจร  $n = 2$ :

$$E_2 = -3.40 \text{ eV} \text{ พลังงานสถานะกระตุ้นที่หนึ่ง (first excited state energy)}$$

วงโคจร  $n = 3$ :

$$E_3 = -1.51 \text{ eV} \text{ พลังงานสถานะกระตุ้นที่สอง (second excited state energy)}$$

จากสมการ  $E_n = -\frac{k_e e^2}{2a_0 n^2}$

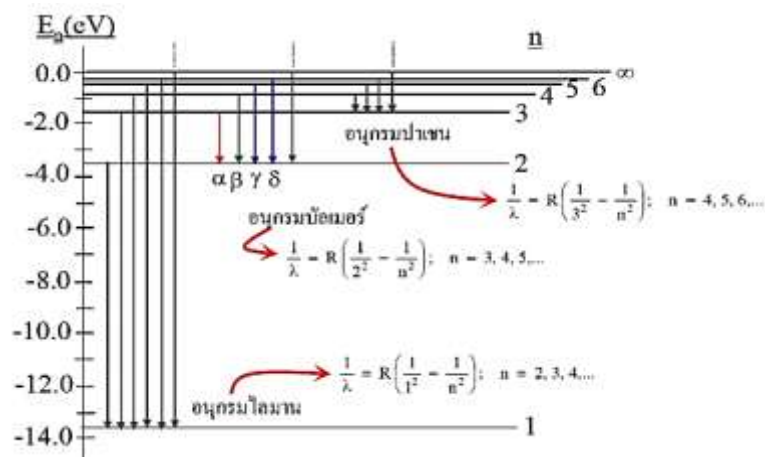
เมื่ออิเล็กตรอนเปลี่ยนวงโคจรจากวงที่  $n_i$  ; ( $n_f < n_i$ ) จะปลดปล่อยโฟตอนที่มีความถี่

$$f = \frac{(E_i - E_f)}{h} = \frac{k_e e^2}{2a_0 hc} \left[ \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right] \tag{4.20}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{f}{c} = \frac{(E_i - E_f)}{hc} = \frac{k_e e^2}{2a_0 hc} \left[ \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right] \tag{4.21}$$

ซึ่งสอดคล้องกับการทดลองเป็นอย่างดี

โดย  $R = \frac{k_e e^2}{2a_0 hc} = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$



รูปที่ 4.8 การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่สัมพันธ์กับสเปกตรัมไฮโดรเจนอนุกรมต่างๆ

ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.106)

แบบจำลองอะตอมของบอร์ดังกล่าวยังสามารถใช้ได้ดีกับอะตอมที่คล้ายกับไฮโดรเจน เช่น  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$  หรือ  $\text{Be}^{3+}$  เป็นต้น

ให้เมื่อ  $z$  เป็นจำนวนโปรตอนที่อยู่ในนิวเคลียสมวล  $m_N$

$$M_n = \frac{mm_N}{m + m_N} \text{ เป็นมวลลดทอน} \tag{4.22}$$

รัศมีวงโคจร

$$r_n = \frac{n^2 \hbar}{m_r k_e Z e^2} = \frac{a_0}{Z} n \tag{4.23}$$

$$E_n = \frac{k_e e^2}{2a_0} \left[ \frac{Z^2}{n^2} \right] = -(1.36\text{eV}) \frac{Z^2}{n^2} \quad (4.24)$$

**ตัวอย่างที่ 4.1** จงหาความยาวคลื่นของโฟตอน (nm) ที่ปล่อยออกมาจากการทรานซิชัน  $n_i = 5$  สู่  $n_f = 2$  ในอะตอมไฮโดรเจน

วิธีทำ จากสูตร  $\Delta E = HV = R_H \left[ \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right]$

แทนค่า  $\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J} = R_H \left[ \frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2} \right]$

$$= 4.58 \times 10^{-18} \text{ J}$$

จากสูตร  $E = h \frac{c}{\lambda}$

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

$$\lambda = \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s})(3 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}})}{4.5810^{-18} \text{ J}}$$

$$= 4.34 \times 10^{-7}$$

$$\lambda = 434 \text{ nm}$$

#### 4.4 แบบจำลองอะตอมแบบกลศาสตร์คลื่น

เป็นแบบจำลองที่มีแนวคิดแตกต่างไปจากแบบจำลองอะตอมของโบร์โดยเฉพาะในส่วนที่เกี่ยวกับอิเล็กตรอน ซึ่งตามแบบจำลองอะตอมของโบร์ อิเล็กตรอนจะหมุนรอบนิวเคลียสในวงโคจรที่มีรัศมีแน่นอน แต่ในแบบกลศาสตร์คลื่น อธิบายในลักษณะของโอกาสที่เป็นไปได้ (probability) ของตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่อยู่รอบๆ นิวเคลียสว่าขอบเขตใดมีโอกาสที่อิเล็กตรอนจะอยู่ได้มากที่สุด

ชเรอดิงเงอร์ (Erwin Schrodinger) ได้เสนอแนวคิดว่า ในแต่ละสถานะของอิเล็กตรอนจะต้องระบุด้วยฟังก์ชันทางคณิตศาสตร์ เรียกว่า ฟังก์ชันคลื่น (Wave function) ใช้สัญลักษณ์  $\Psi$  อ่านว่า psi  $\Psi$  เป็นฟังก์ชันที่ขึ้นกับตำแหน่งและเวลา เป็นตัวรวบรวมข้อมูลของอิเล็กตรอน ทั้งข้อมูลที่วัดได้ และวัดไม่ได้ เช่น ข้อมูลที่เกี่ยวกับพลังงานโมเมนตัม และตำแหน่ง เป็นต้น ได้เสนอสมการเพื่ออธิบายพฤติกรรมเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนแบบคลื่นในสามมิติ และได้เลขควอนตัม (Quantum number) แยกตามมิติต่างๆ

##### 4.4.1 เลขควอนตัม และออร์บิทัลเชิงอะตอม (Quantum Number and Atomic Orbital)

จากที่กล่าวมาแล้วในตอนต้นว่าแนวคิดของทฤษฎีกลศาสตร์คลื่นในการพิจารณาอิเล็กตรอนในอะตอม อธิบายถึงโอกาสของการพบอิเล็กตรอนในบริเวณที่กำหนดให้ภายในอะตอม บางแห่งอาจจะพบอยู่น้อยแต่บางแห่งอาจมีโอกาสพบได้สูง บริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้มากที่สุดเรียกว่าออร์บิทัลเชิงอะตอม

เลขควอนตัมเป็นตัวเลขที่อธิบายพฤติกรรมการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนแบบคลื่นในสามมิติ ซึ่งสอดคล้องกับการคำนวณโดยสมการคลื่นชเรอดิงเงอร์ได้เลขควอนตัม 3 ค่า ส่วนเลขควอนตัมที่ 4 ได้จากการทดลอง เลขควอนตัมทั้ง 4 มีดังนี้

**4.4.1.1 เลขควอนตัมหลัก (Principal Quantum Number ; n)** เป็นค่าที่บอกให้ทราบถึงระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอน สำหรับไฮโดรเจนอะตอมพลังงานที่คำนวณโดยสมการคลื่นชเรอดิงเงอร์จะให้ผลลัพธ์ใกล้เคียงกับที่คำนวณจากทฤษฎีของโบร์ดังสมการ

$$E = -\frac{1}{8} \frac{Z^2 e^4 m}{h^2 \epsilon_0^2} \left( \frac{1}{n^2} \right) = -2.179 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{n^2} \right) \quad (4.24)$$

ค่า n เป็นเลขจำนวนเต็มมีค่าเป็น 1, 2, 3,..... โดยระดับพลังงานต่ำสุดคือ n = 1 สำหรับธาตุที่ค้นพบแล้วในปัจจุบันจะมี n สูงสุดเท่ากับ 7 แต่เดิมมีการใช้สัญลักษณ์เป็นตัวอักษร ซึ่งกำหนดโดยบาร์คลา (C.G Barkla) เป็น K, L, M, N, O, P, Q โดยสัมพันธ์กับค่า n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 ตามลำดับ

**4.4.1.2 เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (Angular-Momentum Quantum Number; l)** เป็นค่าที่บอกให้ทราบถึงรูปร่างลักษณะ (shape) ของออร์บิทัลเชิงอะตอม หรือรูปร่างลักษณะของการกระจายของอิเล็กตรอนรอบๆ นิวเคลียส l มีค่าเป็นตัวเลขตั้งแต่ 0 ถึง n - 1 และค่าที่เป็นไปได้ของ l ขึ้นอยู่กับ n ดังนี้

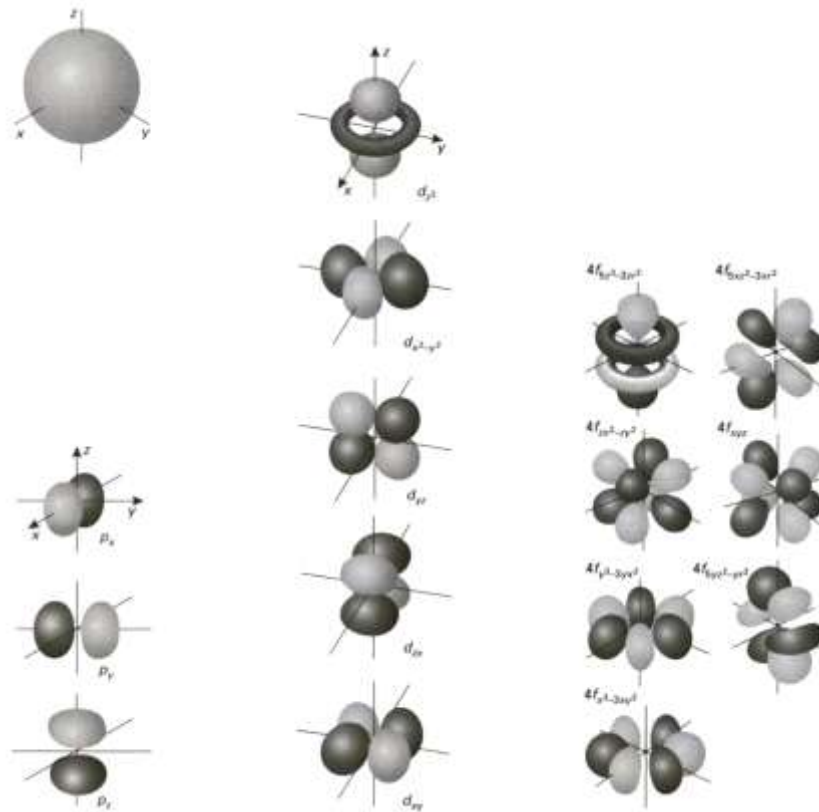
n = 1 l มีเพียงค่าเดียว คือ 0

n = 2 l มี 2 ค่า คือ 0 และ 1

n = 3 l มี 3 ค่า คือ 0 1 และ 2

n = 4 l มี 4 ค่า คือ 0 1 2 และ 3

ที่ l เป็น 0 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนเท่ากันทุกมุม จึงเป็นรูปทรงกลมเรียกว่า s ออร์บิทัล ความหนาแน่นของอิเล็กตรอนจะลดลงเมื่อห่างนิวเคลียส ส่วน l เป็น 1, 2 และ 3 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนในมุมต่างๆ ไม่เท่ากัน ทำให้มีแรงเหวี่ยงมาก อิเล็กตรอนไม่สามารถเข้าใกล้นิวเคลียสได้เมื่อ l เป็น 1 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนเป็นรูปตุ้มน้ำหนัก (dumbbell) ใช้สัญลักษณ์ p เรียกว่า p ออร์บิทัล เมื่อ l = 2 ลักษณะการกระจายของอิเล็กตรอนคล้ายใบไม้ 4 กลีบ (lobe) รอบๆ นิวเคลียสใช้สัญลักษณ์ d เรียกว่า d ออร์บิทัล และเมื่อ l = 3 ลักษณะการกระจายของอิเล็กตรอนคล้ายกลีบดอกไม้ออก 6 กลีบ ใช้สัญลักษณ์ f เรียกว่า f ออร์บิทัล ดังรูปที่ 4.9



รูปที่ 4.9 ลักษณะของ s p d และ f ออร์บิทัล

ที่มา (Shriver, D.F. & Atkins, P.N., 1999, p.16)

#### 4.4.1.3 เลขควอนตัมแม่เหล็ก (Magnetic Quantum Number ; $m_l$ )

เป็นค่าที่บอกทิศทางการจัดเรียงออร์บิทัลเมื่ออะตอมอยู่ในสนามแม่เหล็ก ทั้งนี้เนื่องจากการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียสเหมือนกระแสไฟฟ้าที่วิ่งวนเป็นวงจึงทำให้เกิดสนามแม่เหล็ก ซึ่งมีปฏิกิริยาต่อสนามไฟฟ้าหรือสนามแม่เหล็กภายนอกอะตอมได้ แต่ละค่าของ  $l$  จะมีเลขควอนตัมแม่เหล็ก ( $m_l$ ) อยู่เท่ากับ  $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$  เช่น

$l = 0$  หรือ s ออร์บิทัล  $m_l$  จะมีเพียงค่าเดียวคือ 0

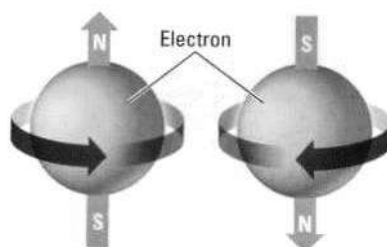
$l = 1$  หรือ p ออร์บิทัล  $m_l$  จะมี 3 ค่า คือ +1, 0, -1

ถ้าอยู่ในระดับพลังงานหลักที่ 2 หรือ  $n = 2$  เลขควอนตัมของพลังงานที่ระดับนี้ คือ  $n, l, m_l$  จะมีค่าเป็น (2, 1, 1), (2, 1, 0), (2, 1, -1) ซึ่งมีพลังงานเท่ากัน มีสภาพซ้อนสถานะ (degeneracy) เกิดขึ้น 3 สถานะ

$l = 2$  หรือ d ออร์บิทัล  $m_l$  จะมี 5 ค่าคือ +2, +1, 0, -1, -2 ถ้าอยู่ในระดับพลังงานหลักที่ 3 หรือ  $n = 3$  เลขควอนตัมของพลังงานที่ระดับนี้ จะเขียนได้ในทำนองเดียวกันคือ (3, 2, 2), (3,2,1), (3,2,0), (3,2,-1), (3,2,-2) ซึ่งมีพลังงานเท่ากัน มีสภาพซ้อนสถานะเกิดขึ้น 5 สถานะ

$l = 3$  หรือ f ออร์บิทัล  $m_l$  จะมี 7 ค่า คือ +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3 มีสภาพซ้อนสถานะเกิดขึ้น 7 สถานะ

**4.4.1.4 เลขควอนตัมการหมุน (Spin Quantum Number;  $m_s$ )** เป็นค่าที่บอกถึงการหมุนของอิเล็กตรอน ซึ่งสอดคล้องกับการทดลองให้เส้นสเปกตรัมของโซเดียมที่อยู่ในช่วงคลื่นแสงสีเหลืองอมส้ม หรือเรียกว่า D lines ผ่านเข้าไปในสนามแม่เหล็กจะแยกออกเป็นเส้นคู่ ซึ่งอธิบายได้ว่าเกิดจากอิเล็กตรอนหมุนรอบตัวเองด้วยในขณะเคลื่อนที่ไปรอบๆ นิวเคลียส ทำให้เกิดสนามแม่เหล็ก และจากการทดลองสเปกตรัมแยกออกเป็นเส้นคู่ แสดงว่าอิเล็กตรอนหมุนรอบตัวเองได้ 2 ทาง และเลขควอนตัมที่เป็นไปได้คือ  $m_s = +\frac{1}{2}$  แทนการหมุนทวนเข็มนาฬิกา และ  $m_s = -\frac{1}{2}$  แทนการหมุนตามเข็มนาฬิกา ดังรูปที่ 4.10



**รูปที่ 4.10** การหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอน (a) ทวนเข็มนาฬิกา (b) ตามเข็มนาฬิกา  
ที่มา : (Moore, J.W., Stanitski, C.L. & Jurs, P.C., 2008, p.293)

หลักการกีดกันของเพาลี (Pauli's exclusion principle) ได้เสนอแนวคิดเกี่ยวกับเลขควอนตัมของอิเล็กตรอนในอะตอมใดๆ ความว่า “ในอะตอมใดๆ จะไม่มีอิเล็กตรอน 2 อนุภาคที่มีเลขควอนตัมทั้ง 4 เหมือนกัน” กล่าวคือถ้าสองอิเล็กตรอนในอะตอมมีค่า  $n$   $l$   $m_l$  เหมือนกันแล้วอิเล็กตรอนทั้งสองจะมีค่า  $m_s$  ต่างกัน นั่นคือแต่ละออร์บิทัลจะมีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 อนุภาค และมีการหมุนต่างกัน เช่น He มีอิเล็กตรอน 2 อนุภาค จัดอยู่ใน 1s ออร์บิทัล เลขควอนตัมสามตัวแรกเหมือนกันเป็น 1, 0, 0 ส่วนเลขควอนตัมการหมุนต่างกัน คืออิเล็กตรอนตัวแรกมีเลขควอนตัมการหมุนเป็น  $+\frac{1}{2}$  ส่วนอิเล็กตรอนตัวที่สองมีเลขควอนตัมการหมุนเป็น  $-\frac{1}{2}$  จากเลขควอนตัมทั้ง 4 กับออร์บิทัลเชิงอะตอม มีความสัมพันธ์กัน ดังตารางที่ 4.2

ตารางที่ 4.2 ความสัมพันธ์ระหว่างเลขควอนตัมกับออร์บิทัลเชิงอะตอม เมื่อ  $n = 3$

N	$\ell$	$m_\ell$	จำนวนออร์บิทัล	สัญลักษณ์
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
3	1	1, 0, -1	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$
	0	0	1	3s
	1	1, 0, -1	3	$3p_x, 3p_y, 3p_z$
	2	2, 1, 0, -1, -2	5	$3d_{xy}, 3d_{yz}, 3d_{zx}$ $3d_{x^2-y^2}, 3d_{3^2}$

ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.102)

ตัวอย่างที่ 4.2 จงเขียนชุดเลขควอนตัมทั้ง 4 ของอิเล็กตรอนแต่ละอนุภาคใน Ne

วิธีทำ Ne มีเลขเชิงอะตอม = 10 มีจำนวนอิเล็กตรอน 10 อนุภาคซึ่งเขียนแทนด้วยเลขควอนตัมทั้ง 4 ดังนี้

อิเล็กตรอนตัวที่	n	$\ell$	$m_\ell$	$m_s$	ออร์บิทัล
1	1	0	0	$+\frac{1}{2}$	1s
2	1	0	0	$-\frac{1}{2}$	
3	2	0	0	$+\frac{1}{2}$	2s
4	2	0	0	$-\frac{1}{2}$	
5	2	1	1	$+\frac{1}{2}$	$2p_x, 2p_y, 2p_z$
6	2	1	0	$+\frac{1}{2}$	
7	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$	
8	2	1	1	$-\frac{1}{2}$	
9	2	1	0	$-\frac{1}{2}$	
10	2	1	-1	$-\frac{1}{2}$	

**4.4.2 พลังงานของออร์บิทัลเชิงอะตอม** ในอะตอมของไฮโดรเจน หรือไอออนที่มีจำนวนอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน พลังงานของอิเล็กตรอนที่อยู่ในวงโคจร จะแปรเป็นสัดส่วนผกผันกับกำลังสองของระดับที่ของวงโคจร ดังสมการที่ 1.9

แต่ในอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอน พลังงานของอิเล็กตรอนแต่ละอนุภาคกำหนดได้จากเลขควอนตัมหลัก ( $n$ ) และเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม ( $\ell$ ) โดยระดับพลังงาน



$n = 1$  ของแต่ละอิเล็กตรอนมีสถานะ  $1s$  เป็นระดับพลังงานต่ำสุด ถัดขึ้นไปในระดับพลังงาน  $n = 2$  เป็นสถานะ  $2s$  และ  $2p$  โดย  $2s$  และ  $2p$  มีระดับพลังงานใกล้เคียงกัน แต่ระดับพลังงานของสถานะ  $2s$  อยู่ต่ำกว่า  $2p$  เล็กน้อย ทั้งนี้เพราะอิเล็กตรอนใน  $2s$  บางครั้งมีโอกาสเข้าใกล้นิวเคลียสได้มากกว่า จึงได้รับแรงยึดเหนี่ยวจากนิวเคลียสมากกว่า ส่วนอิเล็กตรอนใน  $2p$  ลักษณะวงโคจรของอิเล็กตรอนมีโอกาสเข้าใกล้นิวเคลียสได้น้อยกว่า  $2s$  และถัดขึ้นไปในระดับพลังงาน  $n = 3, n = 4$  ระดับพลังงานของ  $3s$  และ  $3p$  มีโอกาสเข้าใกล้นิวเคลียสได้มากกว่าสถานะ  $3d$  ซึ่งมีวงโคจรเป็นทรงกลม เป็นผลให้  $3s$  และ  $3p$  ต่ำกว่า  $3d$  มาก ขณะเดียวกันระดับพลังงานของสถานะ  $4s$  มีโอกาสเข้าใกล้นิวเคลียสได้มากกว่า  $3d$  จึงมีระดับพลังงานต่ำกว่า  $3d$  ด้วย เป็นผลทำให้ระดับพลังงานของสถานะต่างๆ ของอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอน เรียงลำดับจากพลังงานต่ำไปสูงดังนี้

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p \dots$$

เขียนเป็นแผนภาพแสดงระดับพลังงานของสถานะต่างๆ เรียงลำดับจากพลังงานต่ำไปสูง ดังรูปที่ 4.11

N	<i>l</i>					
1	<del>1s</del>					
2	<del>2s</del>	<del>2p</del>				
3	<del>3s</del>	<del>3p</del>	3d			
4	<del>4s</del>	<del>4p</del>	4d	4f		
5	<del>5s</del>	<del>5p</del>	5d	5f	5g	
6	<del>6s</del>	<del>6p</del>	6d	6f	6g	6h
7	<del>7s</del>	<del>7p</del>	7d	7f	7g	7h

รูปที่ 4.11 ระดับพลังงานของสถานะต่างๆ จากระดับพลังงานต่ำไปสูง ที่มา (Laird, B.B., & Chang, R., 2009, p.104)

**4.4.3 โครงแบบอิเล็กตรอน (Electron Configuration)** เป็นการจัดอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอมซึ่งจัดเรียงไปตามลำดับพลังงานที่เพิ่มขึ้น การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนของอะตอมทั่วไปอาศัยหลัก 3 ประการ คือ

1. หลักของเอาฟ์เบา หรือหลักการสร้างสม (Aufbau principle หรือ building up principle) ความว่า เมื่อเติมโปรตอนเข้าไปในนิวเคลียสครั้งละ 1 อนุภาค เมื่อสร้างธาตุใหม่ อิเล็กตรอนก็จะถูกเติมเข้าไปยังออร์บิทัลเชิงอะตอมโดยเรียงระดับพลังงานจากต่ำไปสูง ตามรูปที่ 4.11

2. หลักการกีดกันของเพาลี ดังได้กล่าวแล้วในหัวข้อ 1.7.1.4

3. กฎของฮุนด์ (Hund's rule) ความว่า ในออร์บิทัลที่มีสภาพซ้อนสถานะ (มีพลังงานเท่ากัน) อิเล็กตรอนจะกระจายไปทั่วออร์บิทัลที่มีอยู่โดยการหมุนรอบตัวเอง

ในทิศทางเดียวกัน หากยังมีอิเล็กตรอนเหลืออยู่จึงจะจับคู่และหมุนในทิศทางตรงข้ามกัน  
ดังแสดงในตารางที่ 4.4

**ตัวอย่างที่ 4.3** จงเขียนแผนภาพออร์บิทัล และโครงแบบอิเล็กตรอนของ Ti ที่มีเลขอะตอม = 22

**วิธีทำ** Ti มีเลขอะตอมเท่ากับ 22 แสดงถึงจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากับ 22

โครงแบบอิเล็กตรอน เป็น  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

แผนภาพออร์บิทัล  $\begin{array}{ccccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \_ & \_ \\ 1s & 2s & 2p & 3s & 3p & 4s & 3d & & & & \end{array}$

หรือเขียนสัญลักษณ์ [Ar] แทนโครงแบบอิเล็กตรอน 18 อนุภาค เขียนโครงแบบอิเล็กตรอน  
ของ Ti ได้ใหม่ดังนี้

โครงแบบอิเล็กตรอน Ti [Ar]  $4s^2 3d^2$

แผนภาพออร์บิทัล Ti [Ar]  $\begin{array}{cccc} \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \_ & \_ \\ 4s & 3d & & & \end{array}$

**ตารางที่ 4.3** โครงแบบอิเล็กตรอนของธาตุเบา

ธาตุ	จำนวนอิเล็กตรอน	แผนภาพออร์บิทัล						โครงแบบอิเล็กตรอน					
		1s	2s	2p		3s							
Li	3	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	—	—	—	—	$1s^2$	$2s^1$				
Be	4	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	—	—	—	—	$1s^2$	$2s^2$				
B	5	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	—	—	—	$1s^2$	$2s^2$	$2p^1$			
C	6	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	—	—	$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$			
N	7	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	—	$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$			
Ne	10	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	—	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$			
Na	11	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^1$		

## สรุป

เพลงค์อธิบายควอนตัมของแสง โดยอาศัยผลการทดลองที่พบว่า เมื่อโลหะถูกเผาให้ร้อนจะเกิดการเปลี่ยนสีบนโลหะ ซึ่งสอดคล้องกับอุณหภูมิตั้งแต่ช่วงๆ เพลงค์อธิบายปรากฏการณ์ดังกล่าวว่า แสงเป็นได้ทั้งคลื่นและอนุภาค การดูดกลืนหรือการปล่อยพลังงานแสงของวัตถุร้อน จะเกิดขึ้นทีละจำนวนไม่ต่อเนื่องกัน เรียกว่า ควอนตัม

สเปกตรัมของไฮโดรเจน ได้จากการผ่านกระแสไฟฟ้าไปบนโมเลกุลของไฮโดรเจนจนแตกออกเป็นอะตอม ขณะเดียวกันเปล่งแสงสีแดงออกมาผ่านแสงสีแดงไปบนปริซึม ปรากฏเส้นสเปกตรัมในช่วงแสงที่มองเห็นได้ 4 ความยาวคลื่น คือ สีแดง น้ำเงินแกมเขียว น้ำเงินอมม่วง และ สีม่วงอ่อน และได้มีการศึกษาต่อๆ มาพบว่า สเปกตรัมของไฮโดรเจนมีต่างๆ กัน 5 อนุกรม ทั้งชนิดที่ปรากฏในช่วงแสงที่มองเห็น และช่วงแสงที่มองไม่เห็น ความยาวคลื่นของสเปกตรัมของไฮโดรเจนทุกอนุกรมหาได้จากสมการของริดเบิร์ก ดังนี้

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_L^2} - \frac{1}{n_H^2} \right) \text{ m}^{-1}$$

โบร์เสนอแบบจำลองอะตอม ซึ่งอธิบายได้เฉพาะเส้นสเปกตรัมของไฮโดรเจนอะตอม โดยสามารถกำหนดขนาดอะตอมได้จากรัศมีของวงโคจรของอิเล็กตรอนรอบๆ นิวเคลียส โดยได้ค่ารัศมีวงโคจรครั้งที่ 1 = 0.053 nm จะหารัศมีของวงโคจรอื่นๆ ได้จากสมการ  $r = n^2 A_0$  เมื่อ  $n$  เป็นลำดับชั้นของวงโคจรของอิเล็กตรอน  $A_0$  เป็นค่ารัศมีวงโคจรครั้งที่ 1 ขณะเดียวกันโบร์ยังสามารถหาค่าพลังงานของแต่ละวงโคจรจากสมการ

$$E = -2.179 \times 10^{-18} \text{ J} \left( \frac{1}{n^2} \right)$$

แบบจำลองอะตอมแบบกลศาสตร์คลื่น มีแนวคิดเกี่ยวกับการหมุนของอิเล็กตรอนแตกต่างไปจากโบร์ คือ ไม่จำกัดขอบเขตที่แน่นอน แต่อธิบายถึงโอกาสที่เป็นไปได้ของตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่อยู่รอบๆ นิวเคลียส บริเวณนั้นคือออร์บิทัล การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลใช้หลัก 3 ประการคือ หลักของเอาฟ์เบา หลักการกีดกันของเพาลี และกฎของฮุนด์ ซึ่งจะทำให้ผลรวมของพลังงานของอิเล็กตรอนแต่ละอนุภาคมีค่าต่ำที่สุด ทำให้อะตอมเสถียรที่สุด

## แบบฝึกหัด

- จงคำนวณหาเลขคลื่น และความยาวคลื่นของสเปกตรัมเส้นที่ห้าในอนุกรมบัลเมอร์
- จงคำนวณหาความยาวคลื่นของโฟตอนต่อไปนี้
  - รังสีแกมมา พลังงาน 1MeV
  - รังสีเอกซ์ พลังงาน 1 keV
  - รังสีเหนือม่วง พลังงาน 4 eV
  - สีแดง พลังงาน 2 eV
  - รังสีใต้แดง พลังงาน 1 eV
- เส้นสเปกตรัมเส้นหนึ่งของอนุกรมไลแมน เกิดจากการเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนในไฮโดรเจนอะตอม จากระดับพลังงาน  $n = 2$  ไปยัง  $n = 1$  จงหาความยาวคลื่นของเส้นสเปกตรัมเส้นนี้
- เส้นสเปกตรัมเส้นหนึ่งของไฮโดรเจนอะตอมในอนุกรมบัลเมอร์ เกิดจากการเปลี่ยนระดับพลังงานจากระดับพลังงานหนึ่งไปยังระดับพลังงาน  $n = 2$  มีความยาวคลื่น 397 nm จงคำนวณเลขควอนตัมหลักสำคัญของพลังงานเริ่มต้นนั้น
- จงเติมจำนวนหรือธาตุลงในวงเล็บ

Z	A	จำนวนนิวตรอน	ธาตุ
35	81	(1)	(2)
77	(3)	115	(4)
64	(5)	94	(6)
60	144	(7)	(8)

- จงเขียนโครงแบบอิเล็กตรอน และแผนภาพออร์บิทัลของอะตอม และไอออนต่อไปนี้
  - ${}_{16}\text{S}$  และ  ${}_{16}\text{S}^{2-}$
  - ${}_{26}\text{Fe}$  และ  ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$
- จงเขียนเลขควอนตัมทั้งสี่ของอิเล็กตรอน  $3s^1$

8. จากเลขควอนตัมต่อไปนี้ ชูใดเป็นไปได้ และเป็นไปไม่ได้

$$10.1 \quad n = 1 \quad \ell = 0 \quad m_\ell = 0 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$10.2 \quad n = 2 \quad \ell = 1 \quad m_\ell = +2 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

$$10.3 \quad n = 3 \quad \ell = 2 \quad m_\ell = +1 \quad m_s = -\frac{1}{2}$$

$$10.4 \quad n = 4 \quad \ell = 0 \quad m_\ell = +4 \quad m_s = +\frac{1}{2}$$

9. ธาตุชนิดหนึ่งเมื่อเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนได้อิเล็กตรอนเต็ม 3d ออร์บิทัลพอดี จงหาว่าคือธาตุอะไร และอิเล็กตรอนตัวที่ 3d<sup>10</sup> มีเลขควอนตัมทั้งสี่อย่างไร

10. จงเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนของไอออนต่อไปนี้



## เอกสารอ้างอิง

- กฤษณา ชูติมา. (2551). **หลักเคมีทั่วไป**. (พิมพ์ครั้งที่ 18). กรุงเทพฯ: จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- จินดา แต่มบรรจง. (2537). **เคมีอนินทรีย์พื้นฐาน**. กรุงเทพฯ: ฐานบัณฑิต.
- ประเสริฐ ศรีไพโรจน์. (2549). **เคมีพื้นฐานเล่ม 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 3). กรุงเทพฯ: ส.พิจิตรการพิมพ์
- รานี สุวรรณพฤษ(2550). **เคมีทั่วไป : ฉบับเสริมประสบการณ์เล่ม 1**. กรุงเทพฯ: วิทยพัฒน์  
จำกัด.
- สันทัด ศิริอนันต์ไพบูลย์ และ ขนิษฐา ชัยรัตนาวรรณ. (2549). **เคมีวิทยาศาสตร์**. (พิมพ์ครั้งที่ 7).  
กรุงเทพฯ: วิเจพรินติ้ง.
- Chang, R. (2002). **Essential chemistry**. (2<sup>nd</sup> ed.). U.S.A.: McGraw-Hill.
- Denniston, K.J., Topping, J.J. & Caret, R.L. (2007). **General organic and biochemistry**.  
6<sup>th</sup> ed. Boston: McGraw-Hill.
- Ebbing, D.D. & Gammon, S.D. (1999). **General chemistry**. (6<sup>th</sup> ed.). U.S.A.: Houghton  
Mifflin.
- Laird, B.B. & Chang, R. (2009). **University chemistry**. New York: McGraw-Hill.
- Miessler, G. L. & Tarr, D. A. (2004). **Inorganic chemistry**. (3<sup>rd</sup> ed.). New Jersey:  
Prentice-Hall.
- Moore, J.W., Staniteki, C.L. & Jurs, P.C. (2008). **Chemistry**. (3<sup>rd</sup> ed.). Canada: Thomson  
Brooks/Cole.