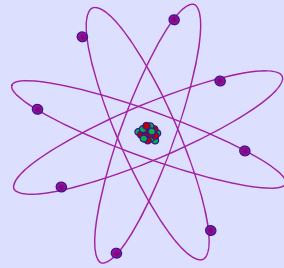


โครงสร้างอะตอม



อาจารย์ นิรวรรณ ธรรมจันทร์

วิชา คม101

คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้

อะตอม (**atom**) มาจากภาษากรีก

หมายถึงสิ่งที่ไม่สามารถแบ่งย่อยให้เล็กลงได้อีก

400

ปีก่อนคริสต์ศักราช **เดโมคริตัส (Democritus)** เสนอว่าสรรพสิ่งทั้งหลายล้วนประกอบขึ้นมาจากอนุภาคเล็กๆ

1805

จอห์น ดอลตัน (John Dalton) เสนอว่าความหลากหลายของสารเกิดจากการรวมตัวของอะตอมในส่วนผสมที่ต่างกันและเชื่อว่าธาตุเกิดจากการรวมตัวของอะตอมชนิดเดียวกันเท่านั้น

1897

โจเซฟ จอห์น ทอมสัน (Joseph John Thomson) ค้นพบอิเล็กตรอน

1909

เออร์เนสต์ รัทเทอร์ฟอร์ด (Ernest Rutherford) ค้นพบโปรตอน

1911

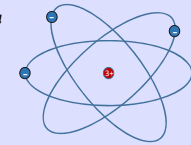
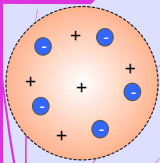
เออร์เนสต์ รัทเทอร์ฟอร์ด (Ernest Rutherford) ค้นพบนิวเคลียส

1913

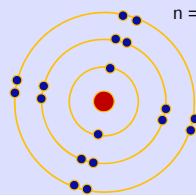
นีลส์ โบร์ (Niels Bohr) เสนอว่าอิเล็กตรอนอยู่เป็นชั้นๆ รอบนิวเคลียส

1932

เจมส์ แชดวิก (James Chadwick) พิสูจน์ว่านิวตรอนมีอยู่จริง



$n = 3$

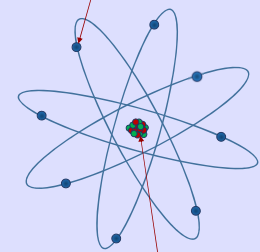


ภายในอะตอมประกอบไปด้วยอนุภาค 3 ชนิด คือ
โปรตอน นิวตรอน และอิเล็กตรอน

โปรตอนและนิวตรอนอัดแน่นรวมกันอยู่ใจกลางอะตอม
ใจกลางอะตอม เรียกว่า **นิวเคลียส** มีขนาดเล็กและหนาแน่นมาก
และมีอิเล็กตรอนเล็กๆ เคลื่อนที่อย่างรวดเร็วรอบนิวเคลียส

อนุภาค	ประจุ	มวล (g)
โปรตอน	1+	1.67262×10^{-24}
นิวตรอน	0	1.67493×10^{-24}
อิเล็กตรอน	1-	9.10939×10^{-28}

อิเล็กตรอนวิ่งรอบนิวเคลียสอย่างรวดเร็ว



นิวเคลียสประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน

เลขอะตอม (หรือเลขโปรตอน)

เลขอะตอม = จำนวนโปรตอน (ซึ่งจะมีค่าเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน)

อะตอมมีสภาพเป็นกลาง เพราะประจุบวกจะถูกหักล้างด้วยประจุลบจำนวนเท่ากัน
ดังนั้น จำนวนโปรตอน (+) ของอะตอมชนิดหนึ่งจะเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน (-) เสมอ

เลขมวล

เลขมวล = จำนวนโปรตอน + จำนวนนิวตรอน

ตัวอย่าง

แมกนีเซียมมีเลขอะตอมเท่ากับ 11 และเลขมวลเท่ากับ 23

ก) โซเดียม 11 อะตอม มีจำนวนโปรตอน นิวตรอนและอิเล็กตรอนเท่าใด

ข) จงเขียนแผนภาพแสดงอะตอมของโซเดียม

เลขอะตอม = 11 ดังนั้น มีโปรตอน = 11 และ อิเล็กตรอน = 11

เลขมวล = 23

เลขมวล = จำนวนโปรตอน + จำนวนนิวตรอน

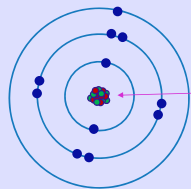
ดังนั้น จำนวนนิวตรอน = เลขมวล - จำนวนโปรตอน

= 23 - 11

= 12

ข) แผนภาพแสดงอะตอมของโซเดียม

เลขมวล → 23
เลขอะตอม → 11 Na



11 โปรตอน และ
12 นิวตรอน

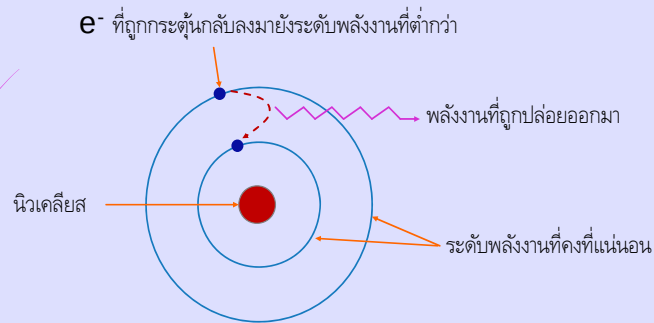
เราสามารถหาจำนวนโปรตอน นิวตรอนและอิเล็กตรอนใน $^{16}_8\text{O}$ และ $^{31}_{15}\text{P}$ ได้หรือไม่
และ จงแสดงการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอน

ไอโซโทป

ไอโซโทปคือ อะตอมที่มีจำนวนโปรตอนเท่ากัน แต่จำนวนนิวตรอนต่างกัน

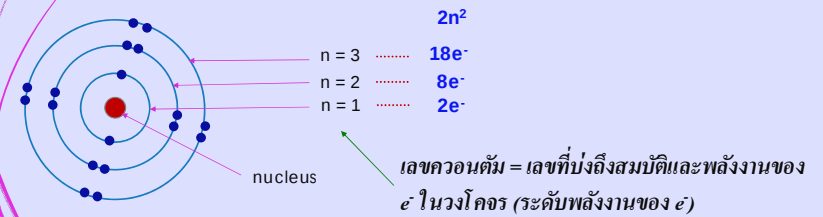


นีลส์ โบร์ (Niels Bohr) อธิบายปรากฏการณ์การเกิดสเปกตรัมของอะตอม ซึ่งก็คือค่าพลังงานที่จะถูกปล่อยออกมาหรือถูกดูดเข้าไปของอะตอมชนิดต่าง ๆ



วงชั้นหรือระดับพลังงานของอิเล็กตรอน

สืบเนื่องจากทฤษฎีโครงสร้างอะตอมของ นีลส์ โบร์ (Niels Bohr) อิเล็กตรอนในอะตอมจัดตัวเป็นชั้นๆ รอบนิวเคลียส อิเล็กตรอนโคจรอยู่ในระดับพลังงานของมันเองที่มีค่าแน่นอนเรียกว่า เซลล์ หรือระดับชั้น (shell)



แบบจำลอง H-atom ของ Bohr

Bohr เสนอสมการหาพลังงานของอิเล็กตรอนของอะตอม H

$$E = -\frac{R_H \tilde{h}^2}{n^2}$$

$$R_H = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J หรือ } 13.595 \text{ eV}$$

Z = เลขอะตอม (จำนวนโปรตอน)

n = เลขจำนวนเต็ม (เลขควอนตัม) มีค่าตั้งแต่ 1 ถึง ∞

- พลังงานของอิเล็กตรอนในวงโคจรหนึ่งจะขึ้นกับค่า n
- เมื่อ n เท่ากับ ∞ พลังงานของอิเล็กตรอนมีค่าเป็นศูนย์
- เมื่ออิเล็กตรอนเข้าใกล้นิวเคลียสมากขึ้นจะมีพลังงานติดลบมากขึ้น

เมื่ออิเล็กตรอนเปลี่ยนวงโคจร จะมีการดูดหรือคายพลังงาน

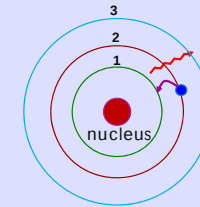
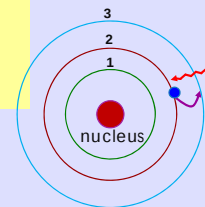
ถ้าเปลี่ยนจากระดับ n_i ไป n_f

$$\Delta E = E_{nf} - E_{ni} = h\nu_{\text{rad}}$$

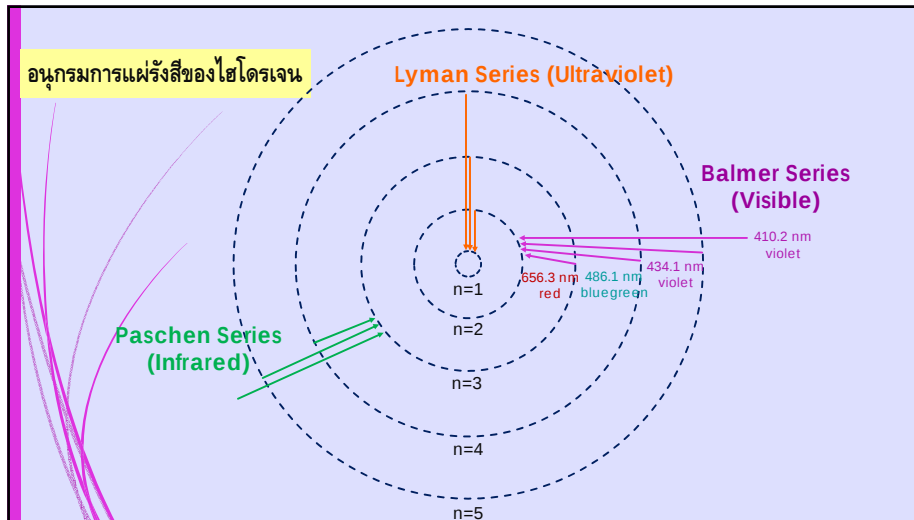
$$E_{nf} > E_{ni}, \Delta E > 0 \rightarrow \text{ดูดพลังงาน}$$

$$E_{nf} < E_{ni}, \Delta E < 0 \rightarrow \text{คายพลังงาน}$$

รับพลังงานจาก
สิ่งแวดล้อม
ดูดพลังงาน



พลังงานสูญเสียให้กับ
สิ่งแวดล้อม
คายพลังงาน



ตัวอย่าง จงหาพลังงานที่ปล่อยออกมาและความยาวคลื่นในระหว่างการเปลี่ยนสถานะจากระดับชั้นพลังงานที่ 5 ($n = 5$) ไปยังระดับชั้นพลังงานที่ 2 ($n = 2$) ของไฮโดรเจนอะตอม

$$\Delta E = E_{nf} - E_{ni}$$

จาก $E = \frac{-R_H Z^2}{n^2}$

เลขอะตอมของไฮโดรเจน = 1 ดังนั้น $\Delta E = R_H [(1/n_i^2) - (1/n_f^2)]$

$n_i = 5$ และ $n_f = 2$ $= 2.18 \times 10^{-18} \text{ J} [(1/5^2) - (1/2^2)]$

$$\Delta E = -4.58 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = E_{nf} - E_{ni} = h\nu$$

จาก $\nu = c/\lambda$ ดังนั้น $\Delta E = hc/\lambda$

ดังนั้น $\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{ch}{\Delta E} = \frac{(3 \times 10^8 \text{ m/s})(6.63 \times 10^{-34} \text{ Js})}{(4.58 \times 10^{-19} \text{ J})}$

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

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

สรุปแบบจำลองอะตอมของโบร์

- 1) พลังงานของอิเล็กตรอน (ระดับพลังงาน) ในอะตอมเป็นขั้น ๆ (*quantized*)
- 2) เลขควอนตัม l ชี้บ่งถึงตำแหน่งและพลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอม
- 3) เมื่ออิเล็กตรอนมีพลังงานมากขึ้น ระยะห่างจากนิวเคลียสจะมากขึ้น
- 4) เส้นสเปกตรัมต่างๆ จากอะตอมของธาตุเป็นผลจากความไม่ต่อเนื่องของระดับพลังงาน

ข้อด้อยของแบบจำลองอะตอมของโบร์

- 1) อธิบายการเปล่งแสงของอะตอมที่มีมากกว่า 1 อิเล็กตรอนไม่ได้
- 2) อธิบายเส้นสเปกตรัมเส้นใหม่ของไฮโดรเจนที่พบเมื่อใส่สนามแม่เหล็กเข้าไปไม่ได้
- 3) ไม่สามารถระบุตำแหน่งและโมเมนตัมของอิเล็กตรอนได้เพราะอิเล็กตรอนไม่ได้เคลื่อนที่เป็นวงโคจรที่แน่นอนอย่างที่โบร์เสนอ

หลุยส์ เดอบรอยล์ เสนอสมมติฐานว่า สสารทุกชนิดมีสมบัติความเป็นคลื่นในตัว

ด้วย ซึ่งเป็นปรากฏการณ์ที่เรียกว่า

“หลักทวิภาพของคลื่นและอนุภาค”

วัตถุระดับจุลภาคสามารถเป็นได้ทั้งคลื่นและอนุภาค

อนุภาคที่กำลังเคลื่อนที่ถือว่าเป็นคลื่นได้และคลื่นแสดงความเป็นอนุภาคได้

สมบัติของอนุภาคและคลื่นมีความสัมพันธ์กันดังสมการ

$$\lambda = h/mv$$

h = planck's constant = 6.63×10^{-34} Js

λ , m , v = ความยาวคลื่น, มวล และความเร็วของอนุภาคที่กำลังเคลื่อนที่

การที่อิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสในวงโคจรที่แน่นอนและเสถียรได้นั้นเพราะ

อิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นคลื่นนิ่ง

ซึ่งความยาวคลื่นต้องสัมพันธ์กับเส้นรอบวงโคจร ($2\pi r$)

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

r = รัศมีวงโคจร

n = ระดับชั้นพลังงาน (เลขจำนวนเต็ม)

λ = ความยาวคลื่น

หลักความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก

ปี ค.ศ. 1927 ไฮเซนเบิร์ก เสนอหลักว่า

“เราไม่สามารถรู้ตำแหน่งที่อยู่และโมเมนตัมของอิเล็กตรอนได้อย่างเที่ยงตรงพร้อมๆ กันได้”

$$(\Delta x)(\Delta p_x) \geq h/4\pi$$

Δx เป็นความไม่แน่นอนในการวัดตำแหน่งตามแนวแกน x

Δp_x เป็นความไม่แน่นอนสำหรับค่าโมเมนตัมเชิงเส้นตรงในทิศทาง x

ตำแหน่งอิเล็กตรอนตรวจวัดโดย

ใช้ลำแสงที่มีความยาวคลื่นใกล้เคียงกับขนาดอิเล็กตรอนซึ่งแสงเป็นอนุภาคเมื่อชนกับอิเล็กตรอนอาจมีการแลกเปลี่ยนโมเมนตัมกับอิเล็กตรอน

จากความสัมพันธ์ของเดอบรอยล์

ความยาวคลื่นแปรผกผันกับโมเมนตัมของสาร

ถ้าความยาวคลื่นสั้นมาก โฟตอนจะมีโมเมนตัมสูงเมื่อโฟตอนชนกับอิเล็กตรอนจะ

ถ่ายเทโมเมนตัมให้อิเล็กตรอนทำให้โมเมนตัมของอิเล็กตรอนเปลี่ยน

ยิ่งใช้แสงที่มีความยาวคลื่นสั้นมาก โอกาสที่จะวัดตำแหน่งอิเล็กตรอนได้แม่นยำมีมาก

ขึ้น แต่ค่าโมเมนตัมจะมีความแม่นยำลดลง

กลศาสตร์ควอนตัม

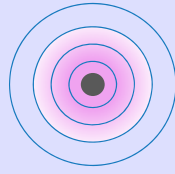
Schrödinger Wave Equation

$$H\psi = E\psi$$

H = Hamiltonian operator

E = พลังงาน

ψ = ฟังก์ชันคลื่น (psi ไช)



สมการได้รวมสมบัติเชิงอนุภาคเช่น มวล และสมบัติเชิงคลื่นในรูปฟังก์ชันคลื่นซึ่งขึ้นกับตำแหน่งของอนุภาคในระบบ

ψ^2 บอกถึงการกระจายความหนาแน่นอิเล็กตรอนในบริเวณสามมิติรอบ ๆ นิวเคลียส

บริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนมากที่สุดคือบริเวณที่มีค่า ψ^2 สูงสุด

เลขควอนตัม

* เลขควอนตัมหลัก (principle quantum number, n)

* เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (orbital angular momentum quantum number, l)

* เลขควอนตัมแม่เหล็ก (magnetic quantum number, m_l)

* เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number, m_s) → บอกถึงพฤติกรรมของอิเล็กตรอนหนึ่งๆ

อธิบายการกระจาย
อิเล็กตรอนในอะตอม

เลขควอนตัมหลัก (n)

n เป็นเลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3,

n บอกถึง ระดับพลังงานของออร์บิทัล

n ขึ้นกับระยะเฉลี่ยระหว่างอิเล็กตรอนในออร์บิทัลหนึ่งๆ กับนิวเคลียส

ยิ่ง n มีค่ามาก ระยะเฉลี่ยจากอิเล็กตรอนในออร์บิทัลถึงนิวเคลียสยิ่งมาก

ออร์บิทัลจึงมีขนาดใหญ่ขึ้นด้วย

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (l)

บอกถึงรูปร่างของออร์บิทัลโดย l ขึ้นกับค่าของ n

l เป็น subshell ของ n

l มีค่าตั้งแต่ 0 ถึง $(n-1)$ ถ้า $n = 1, l = 0$

$n = 2, l = 0, 1$

$n = 3, l = 0, 1, 2$

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

เลขควอนตัมแม่เหล็ก (m_l)

m_l บอกถึงแนวการจัดตัว(ทิศทาง) ของออร์บิทัล

m_l ขึ้นกับค่า l โดย $m_l = -l, (-l+1), \dots, 0, \dots, (l-1), +l$

$l = 0, m_l = 0$

$l = 1, m_l = -1, 0, 1$

$l = 2, m_l = -2, -1, 0, 1, 2$

จำนวนค่า m_l บอกถึงจำนวนออร์บิทัล
ในแต่ละชั้นย่อยตามค่า l ที่ระบุ

ถ้า $n=2, l=1, m_l = -1, 0, 1$

ระดับพลังงานที่ 2 มีชั้นย่อยคือ $2p$ ออร์บิทัล จำนวน 3 ออร์บิทัล

S-ออร์บิทัล

1s

2s

3s

ทุกๆ เลขควอนตัม s ออร์บิทัลมีรูปร่างเป็นทรงกลมเหมือนกัน แต่ต่างกันที่ขนาด
ที่จะเพิ่มขึ้นตามเลขควอนตัมหลัก

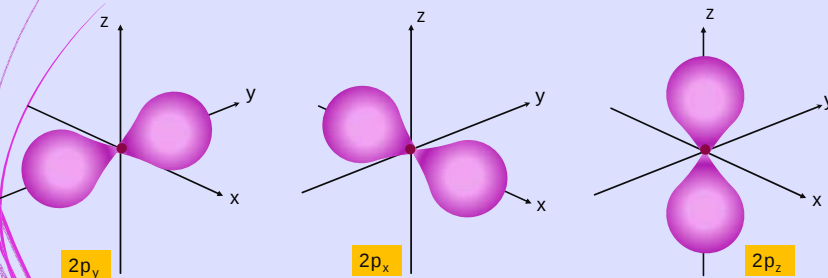
p-ออร์บิทัล

เริ่มมีตั้งแต่ $n = 2$ เป็นต้นไป

เช่น เมื่อ $n = 2, l=1, m_l = -1, 0, 1$ ได้ $2p_x, 2p_y$ และ $2p_z$

ตัวห้อยแสดงแกนที่เป็นแนวหลักของ p ออร์บิทัล เพื่อให้เห็นว่า

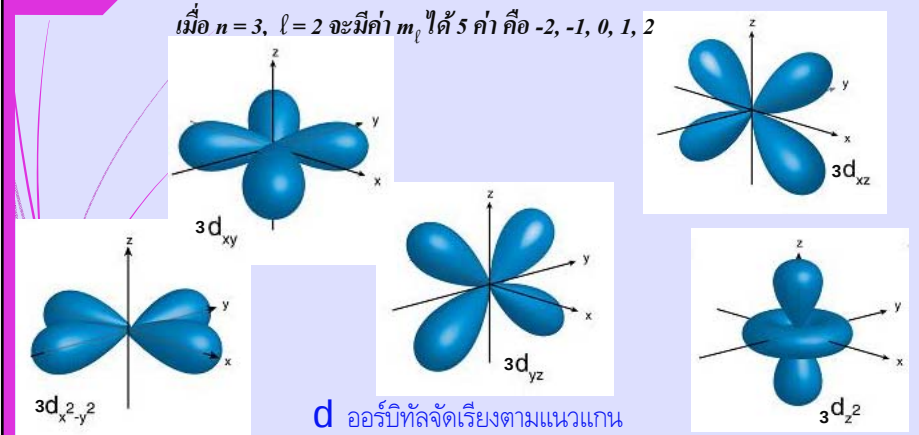
m_l มีค่าเป็นไปได้ 3 ค่า จึงมี p ออร์บิทัล 3 ออร์บิทัลที่มีขนาดรูปร่างและพลังงาน
เหมือนกัน แต่มีแนวหลักต่างทิศทางกัน



d-ออร์บิทัล

ค่า n ต่ำสุดที่เป็นไปได้สำหรับ d ออร์บิทัล คือ 3 จึงเริ่มจาก 3d ออร์บิทัล

เมื่อ $n = 3, l = 2$ จะมีค่า m_l ได้ 5 ค่า คือ $-2, -1, 0, 1, 2$



d ออร์บิทัลจัดเรียงตามแนวแกน

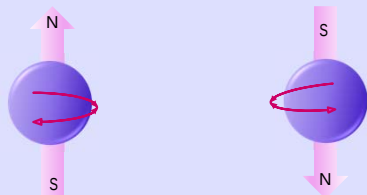
ความสัมพันธ์ระหว่างเลขควอนตัมกับอะตอมมีคอรบิทัล

n	l	m_l	จำนวนออร์บิทัล	สัญลักษณ์
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1, 0, 1	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$
3	0	0	1	3s
	1	-1, 0, 1	3	$3p_x, 3p_y, 3p_z$
	2	-2, -1, 0, -1, -2	5	$3d_{xy}, 3d_{xz}, 3d_{yz}, 3d_{z^2}, 3d_{x^2-y^2}$
.	.	.	.	.
.	.	.	.	.
.	.	.	.	.

เลขควอนตัมสปิน (m_s)

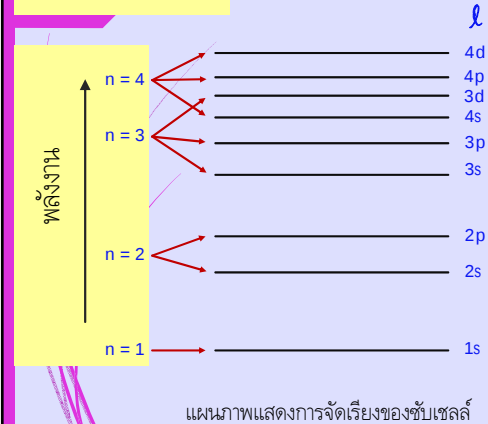
- * เพื่ออธิบายเส้นสเปกตรัมที่แยกออกมาเมื่อได้รับอิทธิพลสนามแม่เหล็กจากภายนอก
- * โดยอธิบายว่า อิเล็กตรอน มีลักษณะคล้ายกับแม่เหล็กเล็กๆ ซึ่งหมุนรอบแกนกลางของตัวเอง
- * ทำให้เกิดสมบัติแม่เหล็กเพราะประจุที่หมุนจะก่อให้เกิด สนามแม่เหล็ก ขึ้น
- * อิเล็กตรอนหมุนรอบตัวเองได้ 2 แบบ คือตามเข็มนาฬิกา และทวนเข็มนาฬิกา ซึ่งแทนด้วยเลขควอนตัมสปินที่มีค่าเป็น $+1/2$ และ $-1/2$ ตามทิศทางการหมุน

ประจุที่หมุนรอบตัวให้สนามแม่เหล็กออกมา การเคลื่อนที่รูปแบบดังกล่าวทำให้อิเล็กตรอนประพฤติตัวคล้ายแม่เหล็ก



รูปแสดงการสปินหมุนตามเข็มนาฬิกาและทวนเข็มนาฬิกาของอิเล็กตรอน สนามแม่เหล็กจากการหมุนรอบตัวนี้คล้ายกับที่เกิดจากแม่เหล็ก

พลังงานของออร์บิทัล



- * ระดับพลังงานของ 3d จะใกล้เคียงกับ 4s มาก
- เนื่องจากพลังงานรวมของอะตอมขึ้นกับแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนด้วย
- * พลังงานรวมของอะตอมจะต่ำกว่า ถ้าบรรจุอิเล็กตรอนในวงย่อย 4s ก่อน 3d เนื่องจากอิเล็กตรอนที่เข้าคู่กันโดยมีสปินตรงข้ามกันจะมีแรงผลักลดกว่าอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอนที่มีสปินเหมือนกัน

การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล

หลักการกีดกันของเพาลี

กรณีอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่ง หลักนี้กล่าวว่า **ไม่มีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใดในอะตอมเดียวกันที่มีเลขควอนตัมทั้งสี่เหมือนกันหมด** กล่าวคือหากอิเล็กตรอนคู่หนึ่งในออร์บิทัลมีค่า n , l และ m_l เท่ากันแล้ว ค่า m_s ต้องต่างกัน

เช่น He



(a)

He



(b)



$1s^2$

สมบัติโคะแมกเนติกและพาราแมกเนติก

สารพาราแมกเนติกคือ สารที่มีสปินเดี่ยวไม่เข้าคู่ และดึงดูดกับแม่เหล็ก

สารไดอะแมกเนติกคือ สารที่ไม่มีสปินเดี่ยวหรืออิเล็กตรอนจับคู่กันในทิศตรงข้ามกันและมีแรงผลักน้อยกว่าแม่เหล็ก

เช่น

Li ($z=3$)

Be ($z=4$)

กฎของฮุนด์ (Hund's rule)

การจัดอิเล็กตรอนในชั้นย่อยที่เสถียรที่สุดคือ การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน (*degenerate*) จะบรรจุให้มีจำนวนอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดเท่าที่จะทำได้

เช่น $2p^4$

$3d^5$

$3d^8$

หลักเอาฟเบา (Aufbau principle)

กล่าวว่า เมื่อโปรตอนถูกเติมไปยังนิวเคลียสครั้งละหนึ่งตัวเพื่อสร้างธาตุใหม่ อิเล็กตรอนจะถูกเติมไปยังอะตอมมีคอรบิทัลเช่นกัน สรุปคือ **เป็นหลักการวางอิเล็กตรอนเพื่อสร้างอะตอม** โดยอาศัยหลักดังนี้

1. ใช้หลักของเพาลี ในการบรรจุอิเล็กตรอน คือ ในแต่ละออร์บิทัลจะบรรจุอิเล็กตรอนได้อย่างมากที่สุด 2 ตัว (มีสปินต่างกัน)  เรียกออิเล็กตรอนคู่ (*paired electron*)

ถ้ามีอิเล็กตรอนเพียงครั้งหนึ่งนิยมเขียนเป็นสปินขึ้น (*spin up*) และเรียกว่าอิเล็กตรอนเดี่ยว (*unpaired electron*)

2. บรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำสุดที่ยังว่างก่อน (เรียงลำดับออร์บิทัลตามลูกศรในรูป) จนครบจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมดในอะตอมนั้น การจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบนี้จะทำให้อะตอมมีสถานะเสถียรที่สุดเพราะพลังงานรวมทั้งหมดของอะตอมมีค่าต่ำสุด

