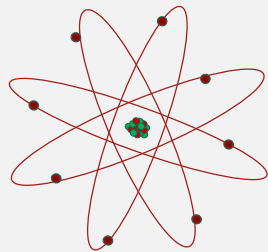


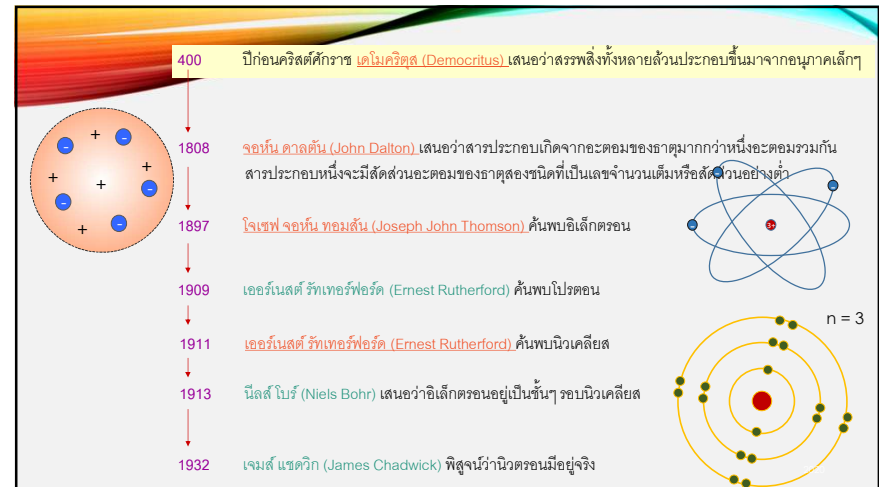
โครงสร้างอะตอม



อาจารย์ ดร. นิรารณ ธรรมพันธุ์

วิชา คม105

คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยแม่โจ้



นิยามอะตอมของเดโมคริตัส

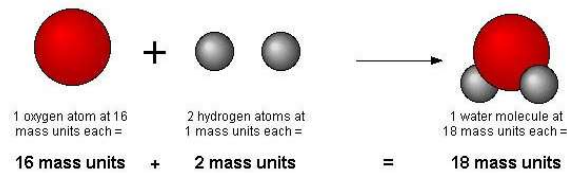
อะตอม (atom) มาจากภาษากรีก

หมายถึง สิ่งที่ไม่สามารถแบ่งย่อยให้เล็กลงได้อีก

นิยามอะตอมของดาลตัน

อะตอม (atom) คือ หน่วยที่เล็กที่สุดของธาตุที่สามารถเข้าทำปฏิกิริยาเคมีได้

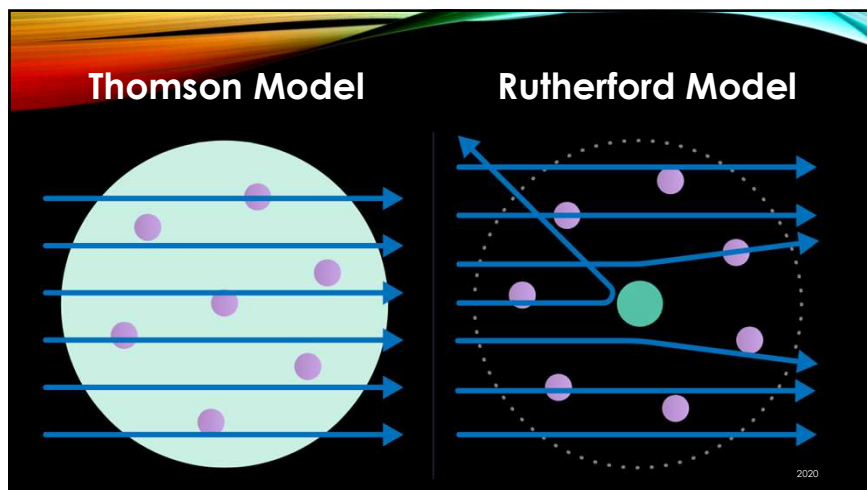
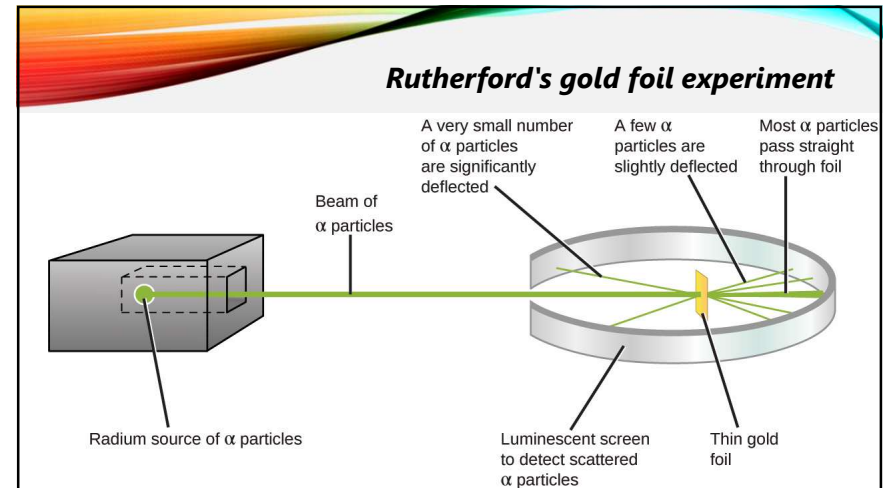
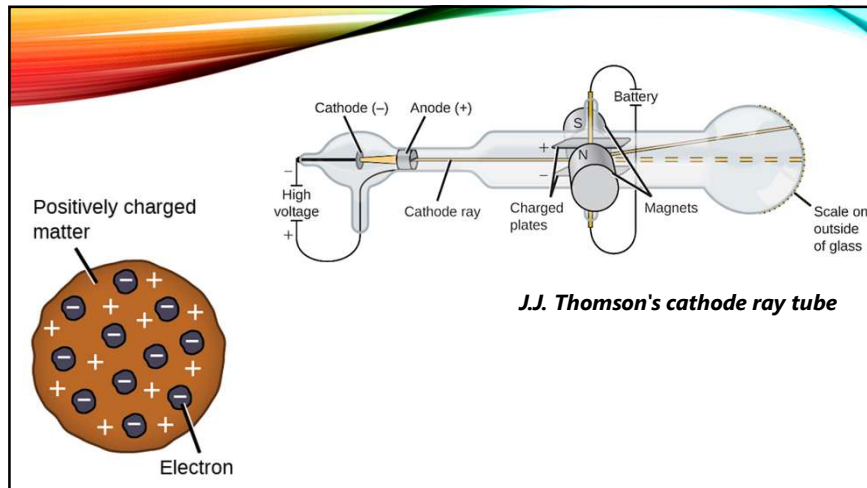
ทฤษฎีของดาลตัน



กฎสัดส่วนคงที่ สารประกอบชนิดเดียวกันในตัวอย่างต่างชนิดกันจะมีองค์ประกอบของธาตุที่มีสัดส่วนโดยมวลคงที่เหมือนกัน

กฎทรงมวลของสสาร (law of conservation of mass) สสารไม่สามารถเกิดใหม่หรือถูกทำลายได้
มวลของสารก่อนเกิดปฏิกิริยา = มวลของสารหลังทำปฏิกิริยา

กฎสัดส่วนพหุคูณ ถ้าธาตุ 2 ชนิดสามารถรวมกันได้เป็นสารประกอบมากกว่า 1 ชนิด กำหนดให้มวลของธาตุชนิดแรกคงที่ อัตราส่วนระหว่างมวลของธาตุชนิดที่สองในสารประกอบแต่ละชนิดที่ต่างกันจะเป็นเลขจำนวนเต็มลงตัวน้อยๆ



ภายในอะตอมประกอบไปด้วยอนุภาค 3 ชนิด คือ โปรตอน นิวตรอน และอิเล็กตรอน

โปรตอนและนิวตรอนอัดแน่นรวมกันอยู่ใจกลางอะตอม ใจกลางอะตอม เรียกว่า นิวเคลียส มีขนาดเล็กและหนาแน่นมากและมีอิเล็กตรอนเล็กๆ 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

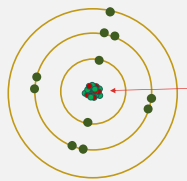
ดังนั้น จำนวนนิวตรอน = เลขมวล - จำนวนโปรตอน

$$= 23 - 11$$

$$= 12$$

ข) แผนภาพแสดงอะตอมของโซเดียม

เลขมวล $\rightarrow 23$
เลขอะตอม $\rightarrow 11$ Na



11 โปรตอน และ
12 นิวตรอน

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

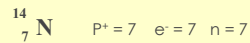
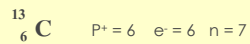
ไอโซโทป

ไอโซโทปคือ อะตอมที่มีจำนวนโปรตอนเท่ากัน แต่จำนวนนิวตรอนต่างกัน



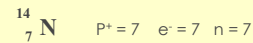
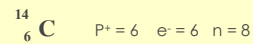
Isotone

ไอโซโทน คือ อะตอมของธาตุต่างชนิดกันมีเลขอะตอมและเลขมวลต่างกัน แต่มีจำนวนนิวตรอนเท่ากัน

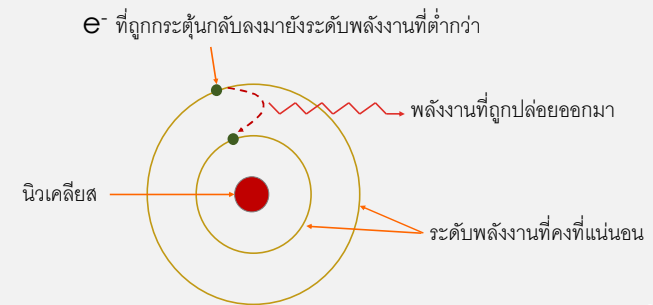


Isobar

ไอโซบาร์ คือ อะตอมของธาตุต่างชนิดกัน แต่มีเลขมวลเท่ากัน

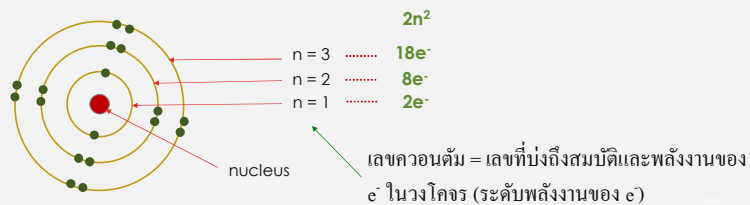


นีลส์ โบร์ (Niels Bohr) อธิบายปรากฏการณ์การเกิดสเปกตรัมของของอะตอม ซึ่งก็คือค่าพลังงานที่จะถูกปล่อยออกมาหรือถูกดูดเข้าไปของอะตอมชนิดต่าง ๆ



วงชั้นหรือระดับพลังงานของอิเล็กตรอน

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



แบบจำลอง H-atom ของ Bohr

Bohr เสนอสมการหาพลังงานของอิเล็กตรอนของอะตอม H

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

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

Z = เลขอะตอม (จำนวนโปรตอน)

n = เลขจำนวนเต็ม (เลขควอนตัม) มีค่าตั้งแต่ 1 ถึง ∞

- พลังงานของอิเล็กตรอนในวงโคจรหนึ่งจะขึ้นกับค่า n
- เมื่อ n เท่ากับ ∞ พลังงานของอิเล็กตรอนมีค่าเป็นศูนย์
- เมื่ออิเล็กตรอนเข้าใกล้นิวเคลียสมากขึ้นจะมีพลังงานติดลบมากขึ้น

เมื่ออิเล็กตรอนเปลี่ยนวงโคจร จะมีการดูดหรือคายพลังงาน

ถ้าเปลี่ยนจากระดับ n_i ไป n_f

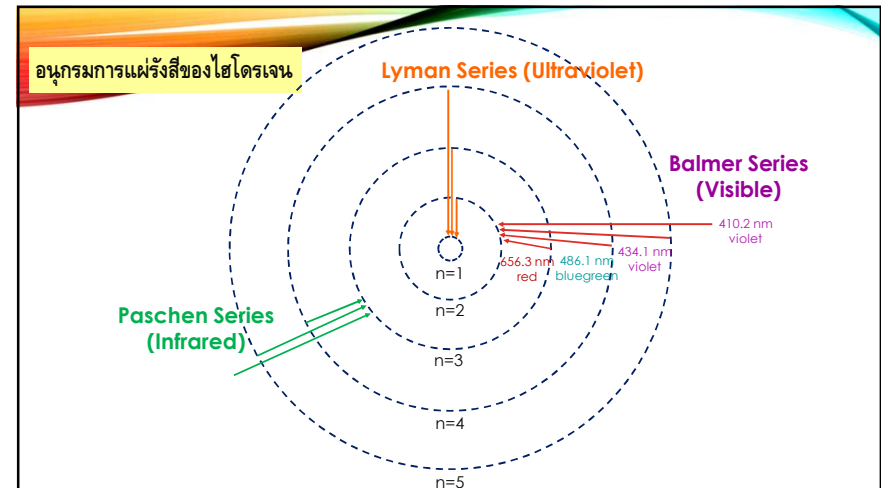
$$\Delta E = E_{nf} - E_{ni} = h\nu_{rad}$$

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

$E_{nf} < E_{ni}$, $\Delta E < 0 \rightarrow$ 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) เลขควอนตัมใช้บ่งถึงตำแหน่งและพลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอม
- 3) เมื่ออิเล็กตรอนมีพลังงานมากขึ้น ระยะห่างจากนิวเคลียสจะมากขึ้น
- 4) เส้นสเปกตรัมต่างๆ จากอะตอมของธาตุเป็นผลจากความเป็นขั้นๆ ของระดับพลังงาน

ข้อด้อยของแบบจำลองอะตอมของโบร์

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

หลุยส์ เดอบรอยล์ เสนอสมมติฐานว่า สสารทุกชนิดมีสมบัติความเป็น

คลื่นในตัวด้วย ซึ่งเป็นปรากฏการณ์ที่เรียกว่า

“หลักทวิภาพของคลื่นและอนุภาค”

วัตถุระดับจุลภาคสามารถเป็นได้ทั้งคลื่นและอนุภาค

อนุภาคที่กำลังเคลื่อนที่ถือว่าเป็นคลื่นได้และคลื่นแสดงความเป็นอนุภาคได้

สมบัติของอนุภาคและคลื่นมีความสัมพันธ์กันดังสมการ

$$\lambda = h/mv$$

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

λ , m , v = ความยาวคลื่น, มวล และความเร็วของอนุภาคที่กำลังเคลื่อนที่

การที่อิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสในวงโคจรที่แน่นอนและเสถียรได้นั้น

เพราะ

อิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นคลื่นนิ่ง

ซึ่งความยาวคลื่นต้องสัมพันธ์กับเส้นรอบวงโคจร ($2\pi r$)

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

r = รัศมีวงโคจร

n = ระดับชั้นพลังงาน (เลขจำนวนเต็ม)

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

2020

จากความสัมพันธ์ของเดอบรอยล์

ความยาวคลื่นแปรผกผันกับโมเมนตัมของสาร

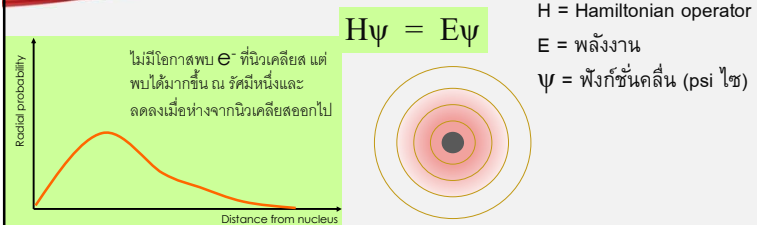
ถ้าความยาวคลื่นสั้นมาก โฟตอนจะมีโมเมนตัมสูงเมื่อโฟตอนชนกับ

อิเล็กตรอนจะถ่ายเทโมเมนตัมให้อิเล็กตรอนทำให้โมเมนตัมของอิเล็กตรอนเปลี่ยน

ยิ่งใช้แสงที่มีความยาวคลื่นสั้นมาก โอกาสที่จะวัดตำแหน่งอิเล็กตรอนได้

แม่นยำมากขึ้น แต่ค่าโมเมนตัมจะมีความแม่นยำลดลง

กลศาสตร์ควอนตัม Schrödinger Wave Equation



สมการได้รวมสมบัติเชิงอนุภาคเช่น มวล และสมบัติเชิงคลื่นในรูปฟังก์ชันคลื่นซึ่งขึ้นกับตำแหน่งของอนุภาคในระบบ

ψ^2 บอกถึงการกระจายความหนาแน่นอิเล็กตรอนในบริเวณสามมิติรอบๆ นิวเคลียส

บริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนมากที่สุดคือบริเวณที่มีค่า ψ^2 สูงสุด

เลขควอนตัม

- * เลขควอนตัมหลัก (principle quantum number, n)
 - * เลขควอนตัม โมเมนตัมเชิงมุม (orbital angular momentum quantum number, l)
 - * เลขควอนตัมแม่เหล็ก (magnetic quantum number, m_l)
 - * เลขควอนตัมสปิน (Spin quantum number, m_s) → บอกถึงพฤติกรรมของอิเล็กตรอนหนึ่งๆ
- อธิบายการกระจายอิเล็กตรอนในอะตอม

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

$l = 0, m_l = 0$

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

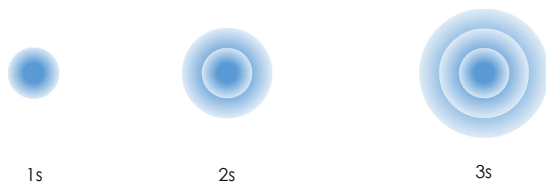
$l = 2, m_l = -2, -1, 0, 1, 2$

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



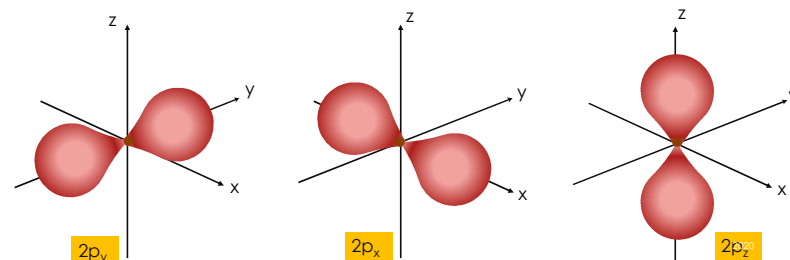
ทุกๆ เลขควอนตัม s ออร์บิทัลมีรูปร่างเป็นทรงกลมเหมือนกัน แต่ต่างกัน
ที่ขนาดที่จะเพิ่มขึ้นตามเลขควอนตัมหลัก

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

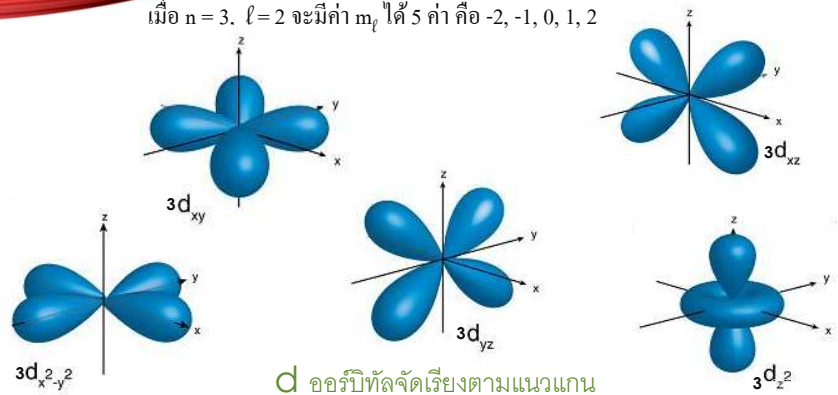
m_l มีค่าเป็นไปได้ 3 ค่า จึงมี p ออร์บิทัล 3 ออร์บิทัลที่มีขนาดรูปร่างและพลังงาน
เหมือนกัน แต่มีแนวหลักต่างทิศทางกัน



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



ความสัมพันธ์ระหว่างเลขควอนตัมกับอะตอมมีคออร์บิทัล

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
- * โดยอธิบายว่าให้อิเล็กตรอน มีลักษณะคล้ายกับแม่เหล็กเล็กๆ ซึ่งหมุนรอบแกนกลางของตัวเอง
- * ทำให้เกิดสมบัติแม่เหล็กเพราะประจุที่หมุนจะก่อให้เกิด สนามแม่เหล็ก ขึ้น
- * อิเล็กตรอนหมุนรอบตัวเองได้ 2 แบบ คือตามเข็มนาฬิกาและทวนเข็มนาฬิกา ซึ่งแทนด้วยเลขควอนตัมสปินที่มีค่าเป็น $+1/2$ และ $-1/2$ ตามทิศทางการหมุน

ประจุที่หมุนรอบตัวให้สนามแม่เหล็กออกมา การเคลื่อนที่รูปแบบดังกล่าวทำให้อิเล็กตรอนประพฤติตัวคล้ายแท่งแม่เหล็ก



รูปแสดงการสปินหมุนตามเข็มนาฬิกาและทวนเข็มนาฬิกาของอิเล็กตรอน สนามแม่เหล็กจากการหมุนรอบตัวนี้คล้ายกับที่เกิดจากแท่งแม่เหล็ก



การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล

หลักการกีดกันของเพาลี

กรณีอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่ง หลักนี้กล่าวว่า ไม่มีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใด ในอะตอมเดียวกันที่มีเลขควอนตัมทั้งสี่เหมือนกันหมด กล่าวคือหากอิเล็กตรอนคู่หนึ่งในออร์บิทัลมีค่า n , l และ m_l เท่ากันแล้ว ค่า m_s ต้องต่างกัน เช่น He



(a)

He



(b)



(c)

$1s^2$

สมบัติไดอะแมกเนติกและพาราแมกเนติก

สารพาราแมกเนติกคือ สารที่มีสปินเดี่ยวไม่เข้าคู่ และดึงดูดกับแม่เหล็ก

สารไดอะแมกเนติกคือ สารที่ไม่มีสปินเดี่ยวหรืออิเล็กตรอนจับคู่กันในทิศตรงข้ามกัน และมีแรงผลักละเอียดกับแม่เหล็ก

เช่น

Li ($z=3$)

Be ($z=4$)

กฎของฮุนด์ (Hund's rule)

การจัดอิเล็กตรอนในชั้นย่อยที่เสถียรที่สุดคือ การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มี

ระดับพลังงานเท่ากัน (degenerate) จะบรรจุให้มีจำนวนอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดเท่าที่จะทำได้

เช่น $2p^4$

$3d^5$

$3d^8$

หลักเอาฟาว (Aufbau principle)

กล่าวว่า เมื่อโปรตอนถูกเติมไปยังนิวเคลียสครั้งละหนึ่งตัวเพื่อสร้างธาตุใหม่ อิเล็กตรอนจะถูกเติมไปยังอะตอมที่มีออร์บิทัลเช่นกัน สรุปคือ เป็นหลักการวางอิเล็กตรอนเพื่อสร้างอะตอม โดยอาศัยหลักดังนี้

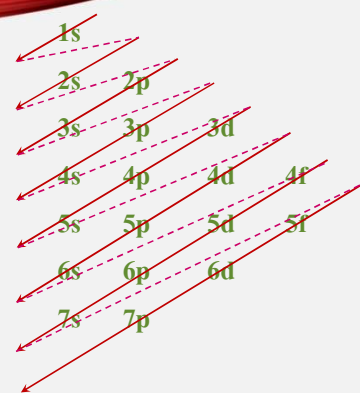
1. ใช้หลักของเพาลี ในการบรรจุอิเล็กตรอน คือ ในแต่ละออร์บิทัลจะบรรจุอิเล็กตรอนได้อย่างมากที่สุด 2 ตัว

(มีสปินคู่  เรียกอิเล็กตรอนคู่ (paired electron))

ถ้ามีอิเล็กตรอนเพียงครั้งหนึ่งนิยมเขียนเป็นสปินขึ้น (spin up) และเรียกว่าอิเล็กตรอนเดี่ยว (unpaired electron)

2. บรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำสุดที่ยังว่างก่อน (เรียงลำดับออร์บิทัลตามลูกศรในรูป) จนครบจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมดในอะตอมนั้น การจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบนี้จะทำให้อะตอมมีสถานะเสถียรที่สุดเพราะพลังงานรวมทั้งหมดของอะตอมมีค่าต่ำสุด

2020



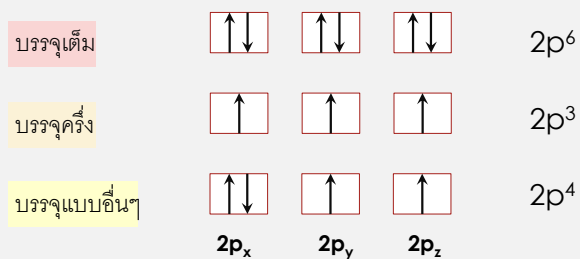
ตัวอย่าง

Al (z=13)
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Sc (z=21)
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

3. ถ้ามีออร์บิทัลที่มีพลังงานมากกว่าหนึ่งขึ้นไป การบรรจุอิเล็กตรอนให้อาศัยกฎของฮุนด์

4. การบรรจุเต็มและบรรจุครึ่งจะมีเสถียรภาพมากกว่าแบบอื่น

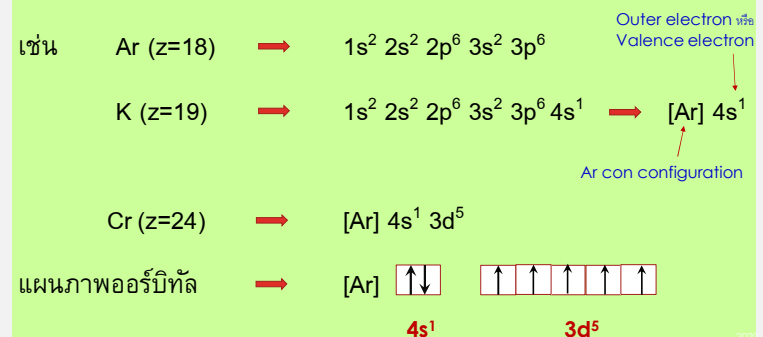


$2p^6$ เสถียรกว่า $2p^3$ แต่ $2p^3$ เสถียรกว่า $2p^4$

2020

การจัดอิเล็กตรอนในทุกธาตุยกเว้นไฮโดรเจนและฮีเลียมจะแสดงในรูป

แกนแก๊สเฉื่อย (noble gas core)



2020

Cu (z=29) $\rightarrow$ $[\text{Ar}]4s^1 3d^{10}$

แผนภาพออร์บิทัล $\rightarrow$ $[\text{Ar}] \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array} \begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
 $4s^1 \quad 3d^{10}$

Rb (z=37) $\rightarrow$ $[\text{Kr}]5s^1$

แผนภาพออร์บิทัล $\rightarrow$ $[\text{Kr}] \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$
 $5s^1$

เลขควอนตัมทั้งสี่ของอิเล็กตรอนใน 5s ออร์บิทัล คือ ?
 $n=5, \ell=0, m_\ell=0, m_s=+1/2 \rightarrow (5, 0, 0, +1/2)$

SCAN ME

Quiz 1 CH105

<https://forms.gle/VzNceQESnaFpBtiV9>

