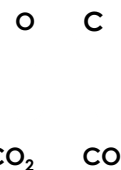


อะตอมและโครงสร้างอะตอม (Atom and Structure of Atom)

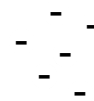
โครงการจัดตั้งภาควิชาเคมี คณะศิลปศาสตร์และวิทยาศาสตร์
มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์ วิทยาเขตกำแพงแสน

แบบจำลองอะตอมในยุคเริ่มต้น

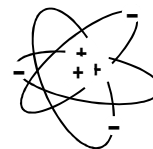
▪ **John Dalton:** สสารประกอบด้วยอนุภาคที่เล็กที่สุดคืออะตอม ซึ่งแบ่งแยกไม่ได้ อะตอมของธาตุเดียวกันจะเหมือนกัน และอัตราส่วนของอะตอมในสารประกอบมีอัตราส่วนที่แน่นอน



▪ **JJ Thomson:** อะตอมเป็นทรงกลมของประจุบวก และมีอิเล็กตรอนฝังอยู่ที่ทรงกลม



▪ **Ernest Rutherford:** อะตอมมีอนุภาคประจุบวกรวมอยู่ที่แกนกลางเรียก นิวเคลียส และมีอนุภาคประจุลบ(อิเล็กตรอน) วิ่งอยู่รอบ ๆ ปริมาตรส่วนใหญ่ของอะตอมเป็นที่ว่าง



ส่วนประกอบของอะตอม

- อนุภาคหลักในอะตอมคือ
 - โปรตอน
 - นิวตรอน
 - อิเล็กตรอน
 - ปัจจุบันได้มีการตรวจพบอนุภาคอื่นๆหลายร้อยชนิดในอะตอม
- ชนิดของอะตอมกำหนดโดยจำนวนโปรตอน (เลขอะตอม)
- มวลของอะตอมกำหนดโดยจำนวนโปรตอน และนิวตรอน เรียกว่า เลขมวล
- มวลจริง(เฉลี่ย)ของอะตอมหาได้จากเลข มวลอะตอม (atomic mass) ซึ่งดูได้จากตารางธาตุ

3

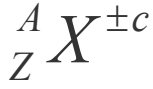
อนุภาคในอะตอม

อนุภาค	ประจุ		มวล	
	หน่วย	คูลอมบ์	amu	g
อิเล็กตรอน	-1	1.6×10^{-19}	0.000549	9.110×10^{-28}
โปรตอน	+1	1.6×10^{-19}	1.007277	1.673×10^{-24}
นิวตรอน	0	0	1.008665	1.675×10^{-24}

amu = atomic mass unit
 = (1/12) mass of one ^{12}C atom
 $\approx 1.67377 \times 10^{-24}$ g

4

สัญลักษณ์ธาตุ (Atomic Symbols)



- X : ตัวย่อของชื่อธาตุ
- Z : เลขอะตอม (Atomic number) → จำนวนโปรตอน
- A : เลขมวล (Atomic Mass number) → จำนวนโปรตอน+นิวตรอน
- $\pm C$: ประจุ
 - จำนวนโปรตอน = Z
 - จำนวนนิวตรอน = $A-Z$
 - จำนวนอิเล็กตรอน = $Z-(\pm c)$
- Isotope: ธาตุชนิดเดียวกันแต่เลขมวลต่างกัน (นิวตรอนไม่เท่ากัน)
- Isotone: ธาตุต่างชนิดกันแต่มีจำนวนนิวตรอนเท่ากัน
- Isobar: ธาตุต่างชนิดกันแต่มีเลขมวลเท่ากัน

5

ตัวอย่างสัญลักษณ์ธาตุ

${}^{12}_6C$	▪ Carbon	6p 6n 6e
${}^{13}_6C$	▪ Carbon	6p 7n 6e
${}^{13}_7N$	▪ Nitrogen	7p 6n 7e
Cl	▪ Chlorine	17p 17e
Cl^-	▪ Chloride ion	17p 18e
Mg^{2+}	▪ Magnesium ion	12p 10e
${}^{56}_{26}Fe^{2+}$	▪ Iron (II) ion	26p 30n 24e

6

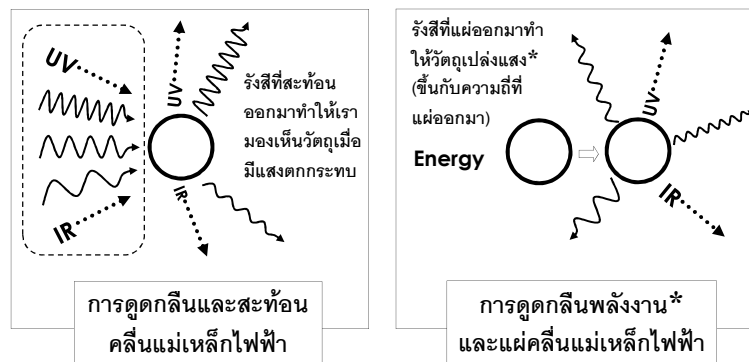
จุดเริ่มต้นของทฤษฎีใหม่

- ทฤษฎี classical mechanics ล้มเหลวในการอธิบายระบบบางระบบเช่น
 - Blackbody radiation
 - Photoelectric effect
 - Line Spectrum

7

การแผ่รังสีของวัตถุดำ (Black Body Radiation)

วัตถุดำ(blackbody) คือวัตถุที่สามารถดูดกลืนคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าได้ในทุกช่วงความถี่ (ไม่มีการสะท้อน) และสามารถแผ่คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า (EM) ออกมาในทุกช่วงความถี่ที่มีความเข้มต่างๆ กัน

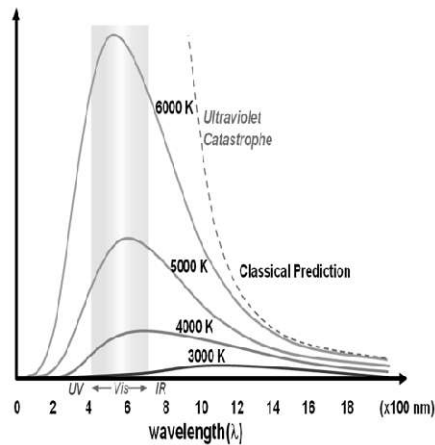


8

การแผ่รังสีของวัตถุดำ

การแผ่รังสีของวัตถุดำขึ้นกับอุณหภูมิ

- ที่อุณหภูมิต่ำ วัตถุจะแผ่รังสีความถี่ต่ำ เช่น IR มาก
 - ที่อุณหภูมิสูง วัตถุจะแผ่รังสี Visible (เปล่งแสง) หรือ UV ออกมามาก
- Classical mechanic ไม่สามารถอธิบายพฤติกรรมของวัตถุดำได้ โดยเฉพาะที่อุณหภูมิสูง ๆ



9

กำเนิดของทฤษฎีควอนตัม



Max Planck สามารถอธิบายการแผ่รังสีของวัตถุดำได้ โดยอาศัยสมมติฐานว่า

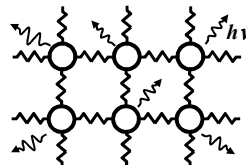
- ในวัตถุดำมีตัวสั่น (oscillator) มากมาย ตัวสั่นแต่ละชนิดจะดูดกลืนและแผ่คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าที่มีความถี่เฉพาะเท่านั้น
- เมื่อตัวสั่นเกิดการสั่น มันจะแผ่พลังงานออกมาในรูปคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าซึ่งมีลักษณะเป็นก้อนเรียกว่า ควอนตัม โดยพลังงานขึ้นกับความถี่ (ν)

$$E = h\nu$$

h = Planck's constant

$$= 6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}$$

ν = ความถี่ (s^{-1})



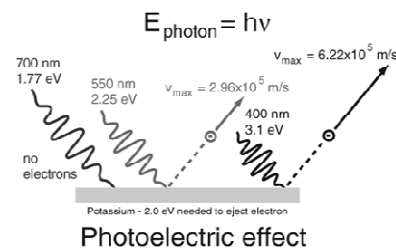
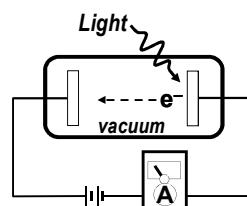
10

Photoelectric Effect



อัลเบิร์ต ไอน์สไตน์ เสนอว่าแสงเป็นก้อนพลังงาน (photon)

- อนุภาคแสง 1 โฟตอน ที่มีความถี่ ν มีพลังงาน $E = h\nu$ (1 ควอนตัม)
- ถ้าโฟตอนที่กระทบกับผิวโลหะมีพลังงานมากเพียงพอ ($\nu >$ threshold frequency) จะทำให้อิเล็กตรอนหลุดจากผิวโลหะได้ (photoelectron)
- พลังงานจลน์ของโฟโตอิเล็กตรอนขึ้นกับความถี่ของแสงที่ตกกระทบ

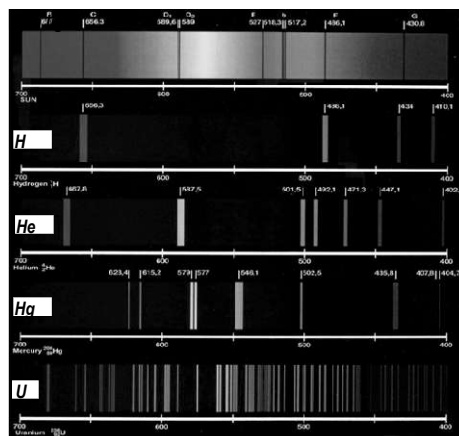


สเปกตรัม(Spectrum)

แสงที่มองเห็นประกอบด้วยคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าซึ่งอาจมี

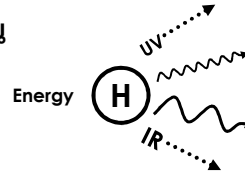
ความยาวคลื่นต่าง ๆ กัน

- สเปกตรัมต่อเนื่อง: แสงสีขาวประกอบไปด้วยแสงสีม่วงจนถึงสีแดงที่มีความยาวคลื่นต่างกัน
- สเปกตรัมเส้น (สเปกตรัมของอะตอม) แสงที่ประกอบด้วยคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าความถี่เฉพาะและไม่ต่อเนื่องจำนวนหนึ่ง



สเปกตรัมของไฮโดรเจน

- เมื่ออะตอมไฮโดรเจนได้รับพลังงาน จะเปล่งคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าออกมาที่มีความถี่เฉพาะตัว



- J.R.Rydberg เสนอสมการสำหรับหาสเปกตรัมของ H-atom ที่ความยาวคลื่นต่างๆ ทุกชุด

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 1.09678 \times 10^5 \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{cm}^{-1}$$

- $1.09678 \times 10^5 =$ ค่าคงที่ของ Rydberg
- n_1, n_2 เป็นเลขจำนวนเต็ม และ $n_2 > n_1$

13

แบบจำลอง H-atom ของ Bohr (1)

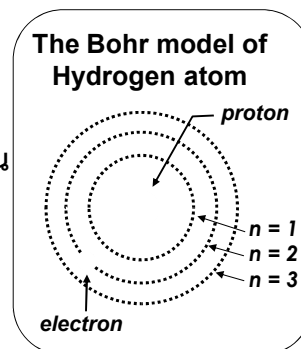


Niels Bohr เสนอแบบจำลองอะตอมโดยอาศัยทฤษฎีของ Planck

- e^- เคลื่อนที่ในวงโคจรรอบนิวเคลียสเป็นวงกลมโดยมีโมเมนตัมเชิงมุมเป็นจำนวนเท่าของค่าคงที่มูลฐานค่าหนึ่ง คือ ค่าคงที่ของ Planck (h)

$$mvr = n \frac{h}{2\pi} = n\hbar$$

- e^- เคลื่อนที่โดยไม่สูญเสียพลังงาน และอยู่ในสถานะคงตัว
- n บอกระดับพลังงาน



14

แบบจำลอง H-atom ของ Bohr

- Bohr เสนอสมการหา E_n ของอิเล็กตรอนของอะตอม

$$E = -\left[\frac{2\pi^2 m_e Z^2 e^4}{h^2} \right] \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

เมื่อ $Z=1$ (H atom) $\frac{2\pi^2 m_e Z^2 e^4}{h^2} = 13.605 \text{ eV}$

$$E_n = -13.605 \left(\frac{1}{n^2} \right) \text{ eV}$$

15

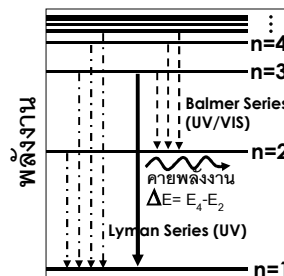
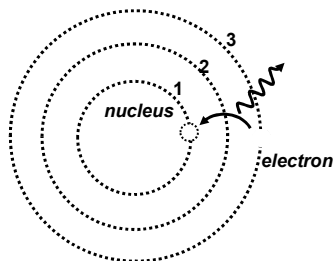
แบบจำลอง H-atom ของ Bohr (2)

- ถ้าอิเล็กตรอนเปลี่ยนวงโคจร จะมีการดูดหรือคายพลังงาน

- ถ้าเปลี่ยนจากระดับ n_i ไป n_f

$$\Delta E = E_{n_f} - E_{n_i} = h\nu_{\text{rad}} \quad \text{s}^{-1}$$

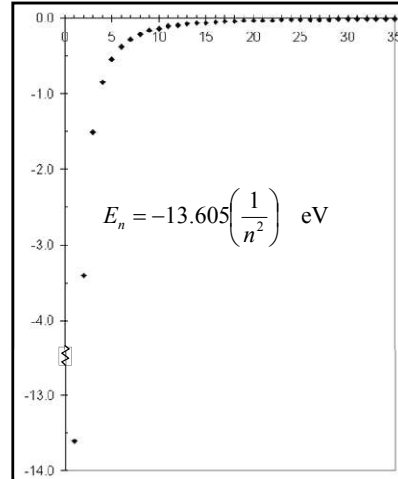
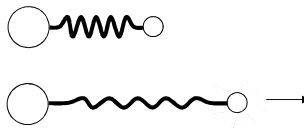
- $n_f > n_i \rightarrow E_{n_f} > E_{n_i}$, $\Delta E > 0 \rightarrow$ ดูดพลังงาน
- $n_f < n_i \rightarrow E_{n_f} < E_{n_i}$, $\Delta E < 0 \rightarrow$ คายพลังงาน



16

ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอมไฮโดรเจน

- อิเล็กตรอนมีพลังงานเป็นลบแสดงว่าอิเล็กตรอนกับโปรตอนมีแรงดึงดูดกัน
- อิเล็กตรอนยังมีพลังงานมากยังมีอิสระเสรีในการเคลื่อนที่มาก (หนีห่างจากนิวเคลียสมากขึ้น)



17

แบบจำลอง H-atom ของ Bohr

- สมการหารรัศมีวงโคจรที่มีระดับพลังงาน n

$$r_n = n^2 a_0$$

$$a_0 = \text{รัศมีของ Bohr} = 0.529 \times 10^{-10} \text{ m} = 0.529 \text{ \AA}$$

- สมการสำหรับหาสเปกตรัมของ H-atom

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 1.09737 \times 10^5 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \text{ cm}^{-1}$$

$$\text{เมื่อ } n_f < n_i$$

18

แบบจำลอง H-atom ของ Bohr

- ข้อจำกัดของแบบจำลองของ Bohr
 - ใช้ได้กับอะตอมหรือไอออนที่มี e^- ตัวเดียว เช่น H, He^+ , Li^{2+}
- ตัวอย่าง จงคำนวณหาความยาวคลื่นและพลังงานของรังสีที่ H-atom เปล่งออกมา เมื่อ e^- ตกจาก $n = 3$ มายัง $n = 2$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 1.09737 \times 10^5 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 15241.25 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{\bar{\nu}} = \frac{1 \text{ cm}}{15241.25} = 6.5611 \times 10^{-5} \text{ cm} = 6.5611 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\begin{aligned} \Delta E = E_{n_f} - E_{n_i} &= -13.605 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = -13.605 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) \text{ eV} \\ &= -1.8896 \text{ eV} \quad \leftarrow \text{คายพลังงาน} \end{aligned}$$

19

ค่าคงที่และหน่วยที่เกี่ยวข้อง

- Planck's constant

$$h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} = 4.136 \times 10^{-15} \text{ eV} \cdot \text{s}$$

- Energy Units

$$\text{eV} = 1.6022 \times 10^{-19} \text{ J}$$

- Frequency

$$\nu(\text{s}^{-1}) = \frac{c(\text{m/s})}{\lambda(\text{m})} \quad \bar{\nu}(\text{m}^{-1}) = \frac{1}{\lambda(\text{m})}$$

$$\nu(\text{s}^{-1}) = c(\text{m/s}) \bar{\nu}(\text{m}^{-1})$$

$$\nu(\text{s}^{-1}) = c(\text{cm/s}) \bar{\nu}(\text{cm}^{-1}) = (2.998 \times 10^{10} \text{ cm/s}) \bar{\nu}(\text{cm}^{-1})$$

20

สมมติฐานของเดอบรอยล์



Louis de Broglie เสนอว่าสสารมีสมบัติเป็นทั้งคลื่นและอนุภาคในเวลาเดียวกัน (wave-particle duality)

- ความสัมพันธ์ระหว่างสมบัติความเป็นคลื่นและอนุภาค อธิบายโดย สมการความยาวคลื่นของเดอบรอยล์

$$E = cp = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{p} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{mV}$$

- อนุภาคที่มีมวลน้อย (เช่น อิเล็กตรอน) จะแสดงสมบัติความเป็นคลื่นชัดเจน (อิเล็กตรอนสามารถเลี้ยวเบน แทรกสอดได้ดี)
- เดอบรอยล์เสนอแบบจำลองอะตอมว่าอิเล็กตรอนเป็นคลื่นนิ่ง เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสในวงโคจรที่เสถียร

21

หลักความไม่แน่นอนของ Heisenberg



Werner Heisenberg พิสูจน์ว่า เราไม่สามารถรู้ตำแหน่งและโมเมนตัมของวัตถุได้อย่างถูกต้องแน่นอนในเวลาเดียวกัน

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

Δx = ความไม่แน่นอนของตำแหน่ง

Δp = ความไม่แน่นอนของโมเมนตัม

- ตามกฎของ Heisenberg เราไม่สามารถระบุที่อยู่หรือโมเมนตัมที่แน่นอนของวัตถุต่าง ๆ ได้
- การระบุตำแหน่งหรือโมเมนตัมของอิเล็กตรอนต้องอาศัยหลักของความน่าจะเป็น (โอกาส)

22

แบบจำลองกลศาสตร์คลื่น



Erwin Schrödinger ใช้ฟังก์ชันคลื่น (Ψ) ในการอธิบายอนุภาคขนาดเล็ก เช่น อิเล็กตรอน ซึ่งมีสมบัติเป็นคลื่น

- อาศัยทฤษฎีกลศาสตร์คลื่นเพื่อคำนวณหาฟังก์ชันคลื่นที่สามารถบอกความน่าจะเป็นที่จะพบ e^- ที่บริเวณต่างๆ
- สมการคลื่นของชโรดิงเจอร์

$$\hat{H}\Psi = E\Psi$$

- แบบจำลองอะตอมกลศาสตร์คลื่น
 - อะตอมประกอบด้วย อนุภาคประจุบวก (นิวเคลียส) ที่ล้อมรอบด้วยอิเล็กตรอนที่มีสมบัติเป็นคลื่น
 - เราไม่สามารถระบุตำแหน่งหรือโมเมนตัมที่แน่นอนของอิเล็กตรอนได้
 - บริเวณที่มีโอกาสพบ e^- ($\approx 90-95\%$) เรียกว่า ออร์บิทัล (Orbital)

23

ออร์บิทัลของอะตอม (Atomic Orbital)

- ออร์บิทัลคือที่อยู่ของอิเล็กตรอนหรือบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอน
- พลังงานของอิเล็กตรอนขึ้นกับระดับพลังงานของออร์บิทัล
- ออร์บิทัลมีได้หลายแบบ แตกต่างกันใน
 - รูปร่าง
 - ขนาด
 - ระดับพลังงาน
 - ทิศทาง
- ชนิดของออร์บิทัลกำหนดโดยเลขควอนตัม (n, l, m_l)
- แต่ละออร์บิทัลสามารถมีอิเล็กตรอนได้มากที่สุดสองตัว (อาจไม่มีเลยก็ได้)
- อิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัลเดียวกัน สามารถระบุโดยใช้เลขควอนตัมสปิน (m_s)

24

เลขควอนตัม (Quantum Numbers)

ผลเฉลยของสมการคลื่นของไฮโดรเจนเกี่ยวข้องกับเลขควอนตัม

1. เลขควอนตัมหลัก (n)

- เลขจำนวนเต็มบวก: 1, 2, 3, ...
- บอกระดับพลังงานหลัก / ขนาดของออร์บิทัล (r_{n-e})

2. เลขควอนตัมเชิงมุม (l)

- เป็นเลขจำนวนเต็มขึ้นกับค่า n มีค่าตั้งแต่ 0, 1, 2, ..., $n-1$
- มีชื่อเรียกเฉพาะสำหรับ l คือ 0=s 1=p 2=d 3=f 4=g 5=h ...
- บอกระดับพลังงานย่อย / รูปร่างของออร์บิทัล

3. เลขควอนตัมแม่เหล็ก (m_l)

- เป็นเลขจำนวนเต็มขึ้นกับค่า l มีค่าตั้งแต่ $-l, -l-1, \dots, 0, \dots, l-1, l$
- บอกทิศทางการวางตัวของออร์บิทัล/ระดับพลังงานย่อยในสนามแม่เหล็ก

4. เลขควอนตัมสปิน (m_s)

- มีค่า $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
- บอกทิศทางการหมุนรอบตัวเองของ e^- (ตาม/ทวนเข็มนาฬิกา)

25

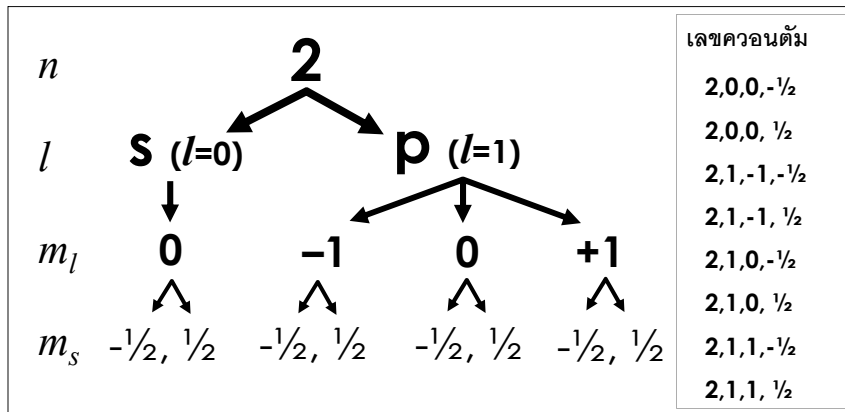
เลขควอนตัม

■ ชุดของเลขควอนตัม (n, l, m_l, m_s) มีไว้เพื่อระบุอิเล็กตรอน

- n บอกว่าอิเล็กตรอนอยู่ห่างจากนิวเคลียสเท่าใด
- l และ m_l บอกว่าบริเวณที่จะพบอิเล็กตรอนรอบๆ นิวเคลียสมีรูปร่างอย่างไร
- m_s บอกว่าอิเล็กตรอนมีทิศทางการหมุนอย่างไร
- พลังงานของอิเล็กตรอนขึ้นกับพลังงานของออร์บิทัล (n, l, m_l) ที่มันอาศัยอยู่

26

ตัวอย่าง เลขควอนตัมที่เป็นไปได้ถ้า $n=2$



- จำนวนออร์บิทัล (ดูจาก m_l ทั้งหมด) = 4
- จำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมดที่เป็นไปได้ = 8
(ดูจากจำนวนชุดของเลขควอนตัมซึ่งเท่ากับ 2 เท่าของจำนวนออร์บิทัล)

27

จำนวนออร์บิทัลและอิเล็กตรอน

	atomic orbital					
$n=1$	1s					$2e^-$
$n=2$	2s	2p(3)				$8e^-$
$n=3$	3s	3p(3)	3d(5)			$18e^-$
$n=4$	4s	4p(3)	4d(5)	4f(7)		$32e^-$
$n=5$	5s	5p(3)	5d(5)	5f(7)	5g(9)	$50e^-$

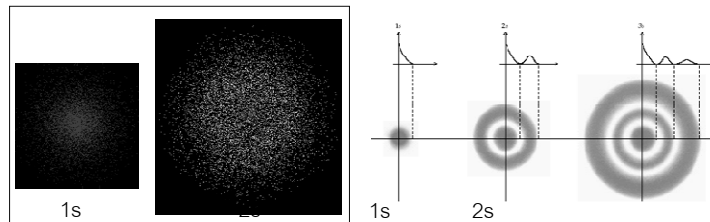
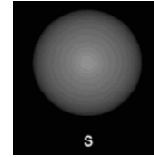
28

รูปร่างของออร์บิทัล -- s orbitals

1. s-orbital ($l = 0$; $m_l = 0$)

■ รูปร่างของออร์บิทัลเป็นทรงกลม

- ค่า n เพิ่มขนาดออร์บิทัลเพิ่ม
- ขนาด $1s < 2s < 3s < 4s < \dots$



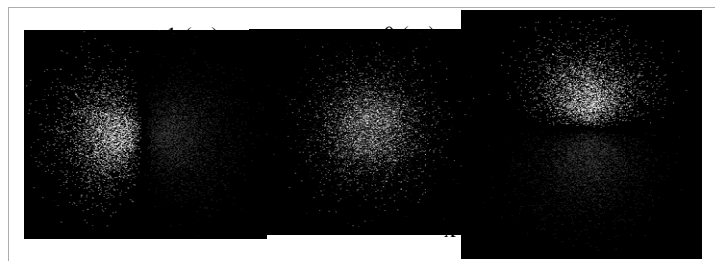
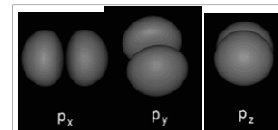
29

รูปร่างของออร์บิทัล -- p orbitals

2. p-orbital ($l = 1$; $m_l = +1, 0, -1$)

■ ลักษณะเป็นรูปดัมเบลหรือ lobe 2 lobe

- p-orbital มี 3 ออร์บิทัล $\rightarrow p_x, p_y, p_z$
- ค่า n เพิ่มขนาดออร์บิทัลเพิ่ม

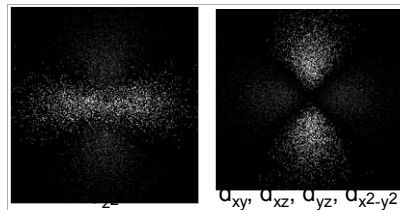


30

รูปร่างของออร์บิทัล -- d orbitals

3. d- orbital ($l = 2$; $m_l = +2, +1, 0, -1, -2$)

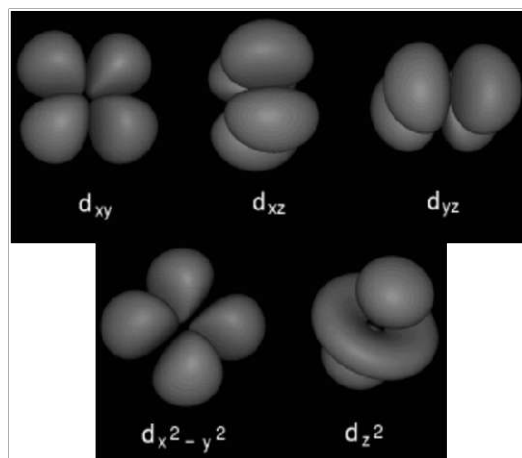
- ลักษณะเป็นรูปดัมเบลคู่ หรือ lobe 4 lobe
 - d-orbital มี 5 ออร์บิทัล
 - lobe อยู่ระหว่างแกน xy, xz, yz เรียกว่า d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} orbitals
 - lobe อยู่บนแกน xy เรียกว่า $d_{x^2-y^2}$ orbital
 - lobe อยู่บนแกน z เรียกว่า d_{z^2} orbital



31

รูปร่างของออร์บิทัล -- d orbitals

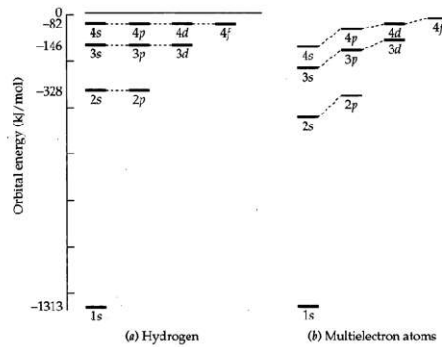
- รูปร่างของ d-orbital



32

ระดับพลังงานของ atomic orbital

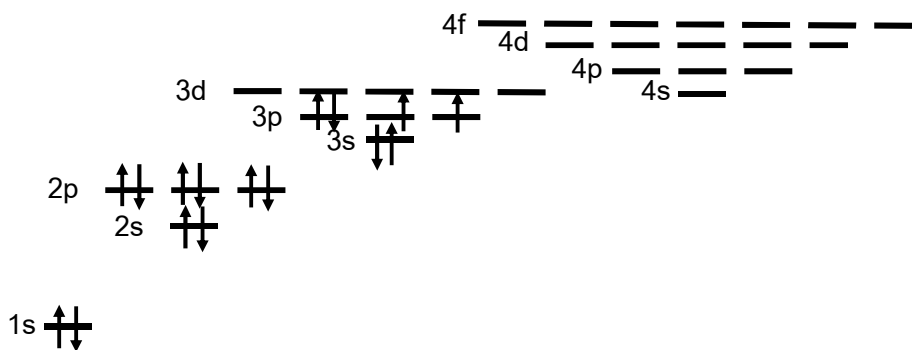
- ระดับพลังงานของ atomic orbital สำหรับระบบที่มีอิเล็กตรอนตัวเดียว (ไฮโดรเจน) และระบบที่มีหลายอิเล็กตรอนแตกต่างกัน เนื่องจากมีการเลื่อนระดับพลังงาน



35

การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล

- Na = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- S = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



36

โครงสร้างอิเล็กตรอน

โครงสร้างอิเล็กตรอน (Electron Configuration)

คือการจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอมหรือโมเลกุล

- เป็นการระบุว่าอิเล็กตรอนแต่ละตัวอยู่ที่ไหนมีสมบัติอย่างไร (กำหนด n, l, m_l, m_s ของอิเล็กตรอนแต่ละตัว)
- โครงสร้างอิเล็กตรอนมีผลต่อสมบัติทางกายภาพและเคมีของอะตอมหรือโมเลกุล

เช่น C มีอิเล็กตรอน 6 ตัว แต่ละตัวมีเลขควอนตัมอย่างไร?

- อิเล็กตรอนอยู่ที่ไหน
- แต่ละตัวมีพลังงานแตกต่างกันอย่างไร

37

การจัดเรียงโครงสร้างอิเล็กตรอน

1. หลักของเพาลี (Pauli exclusion principle)

e^- ในอะตอมเดียวกันไม่สามารถมีเลขควอนตัมทั้งสี่ตัวเหมือนกันทุกประการได้

- ถ้าเลขควอนตัม 3 ตัวแรกเหมือนกันแสดงว่าอยู่ในออร์บิทัลเดียวกัน
- แต่ละ orbital มี e^- ได้มากที่สุด 2 ตัว แต่อิเล็กตรอนทั้งสองต้องมี m_s ต่างกัน (หมุนในทิศทางตรงกันข้ามกัน)

2. หลักของเอาฟบาว (Aufbau principle)

บรรจุ e^- ในออร์บิทัลที่มีพลังงานต่ำสุดจนเต็มก่อนแล้วจึงบรรจุ e^- ในออร์บิทัลที่มีพลังงานสูงขึ้น

3. กฎของฮุนด์ (Hund's law)

การบรรจุ e^- ในออร์บิทัลที่มีพลังงานเท่ากัน จะต้องบรรจุให้มี e^- เดี่ยวมากที่สุด (สปินขึ้น)

38

การบรรจุ e⁻ ในออร์บิทัล

แบบที่ 1 ใช้ □ หรือ — หรือ ○ แทนออร์บิทัล

- ↑ = e⁻ สปินขึ้น
- ↓ = e⁻ สปินลง
- ↑↓ = e⁻ คู่
- ↑ = e⁻ เดี่ยว



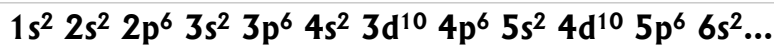
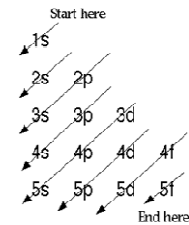
แบบที่ 2 เขียนเป็นตัวเลขและตัวอักษร แสดงชนิดของออร์บิทัล (1s, 2s, 2p etc.) และจำนวนอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเช่น

- 1s² (มี e⁻ 2 ตัวใน 1s-orbital)
- 2p⁶ (มี e⁻ 6 ตัวใน 2p-orbitals – p_x, p_y, p_z)

39

ลำดับการบรรจุ e⁻

- บรรจุอิเล็กตรอนจากระดับพลังงานต่ำก่อน
- การบรรจุ e⁻ ในออร์บิทัลที่มีพลังงานเท่ากัน ให้บรรจุให้มี e⁻ เดี่ยวมากที่สุด
- ลำดับการบรรจุอาจดูได้จากผังการเติมอิเล็กตรอน



Atom	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s	3p _x	3p _y	3p _z
H	↑								
He	↑↓								
Li	↑↓	↑							
Be	↑↓	↑↓							
B	↑↓	↑↓	↑						
C	↑↓	↑↓	↑	↑					
N	↑↓	↑↓	↑	↑	↑				
O	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑			
F	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑		
Ne	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑

ประจุบวก บรรจุอิเล็กตรอนให้ครบปกติแล้วค่อยดึงอิเล็กตรอนออกจากวงนอกสุด (n มากสุด) ตามจำนวนประจุบวก

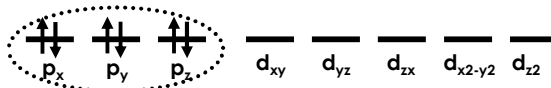
ประจุลบ เพิ่มอิเล็กตรอนตามจำนวนประจุ แล้วบรรจุอิเล็กตรอนตามปกติ

40

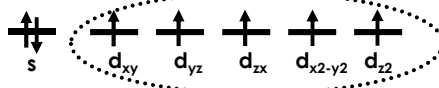
ลำดับการบรรจุ e⁻

■ สำหรับออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานที่เท่ากัน (degeneracy)

- ถ้าทุกๆออร์บิทัล มี e⁻ เต็ม → การบรรจุเต็ม



- ถ้าทุกๆออร์บิทัล มี e⁻ เพียงครึ่งเดียว → การบรรจุครึ่ง

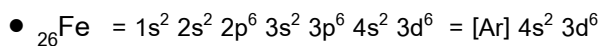
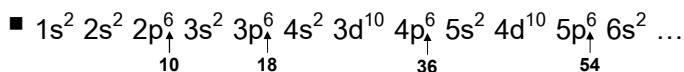


■ ความเสถียร

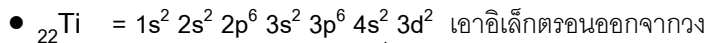
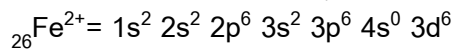
- การบรรจุเต็ม > การบรรจุครึ่ง > แบบอื่นๆ
- 2p³ เสถียรกว่า 2p⁴
- 3d¹⁰ เสถียรกว่า 3d⁵ เสถียรกว่า 3d⁷

41

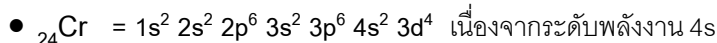
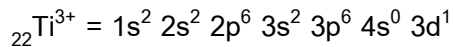
ตัวอย่างการหาโครงแบบอิเล็กตรอน



เอาอิเล็กตรอนออกจากวงนอกสุด (4s²) สองตัวจะได้

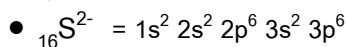


นอกสุด (4s² และ 3d²) สองและหนึ่งตัวจะได้



และ 3d ใกล้เคียงกัน จะมีการสลับที่อิเล็กตรอนเพื่อให้เสถียรขึ้นตามกฎของ

ฮุนด์ (4s² 3d⁴ → 4s¹ 3d⁵) จะได้ $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^1 \ 3d^5$



42

ตัวอย่าง การบรรจุอิเล็กตรอน

	#e ⁻	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s	
H	1	↑						1s ¹
He	2	↑↓	□					1s ²
Li	3	↑↓	↑					1s ² 2s ¹
C	6	↑↓	↑↓	↑	↑	□		1s ² 2s ² 2p ²
O	8	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑		1s ² 2s ² 2p ⁴
Ne	10	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		1s ² 2s ² 2p ⁶
Na	11	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹ หรือ [Ne] 3s ¹

43

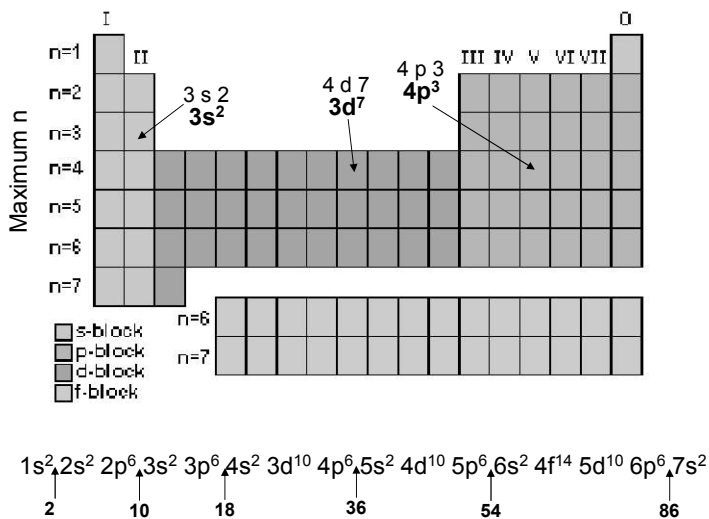
ตารางธาตุ (Periodic Table)



- ตารางธาตุคือรูปแบบการจัดเรียงธาตุต่างๆ ตามลำดับของเลขอะตอม(จำนวนโปรตอน) ตารางธาตุในปัจจุบันมีรากฐานมาจากตารางธาตุของ Dmitri Mendeleev
- ธาตุที่จัดเรียงในตารางธาตุจะแบ่งออกเป็น
 - หมู่ (group, colume) มีทั้งหมด 18 หมู่
 - คาบ (period, row) มีทั้งหมด 7 คาบ
 - *แถวที่ 8 และ 9 ถูกแยกออกมาจากคาบที่ 6 และ 7 เรียกว่าพวก inner transition elements หรือ rare earth elements
- ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะมีสมบัติคล้ายคลึงกัน

44

ตารางธาตุและโครงสร้างอิเล็กตรอน

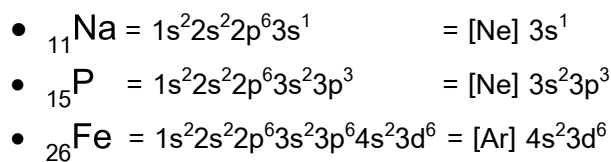


47

วาเลนซ์อิเล็กตรอน (Valence Electron)

วาเลนซ์อิเล็กตรอน คืออิเล็กตรอนวงนอกสุด (n มากสุด) ของอะตอม เป็นอิเล็กตรอนที่มีส่วนสำคัญในการเกิดปฏิกิริยาเคมี

- จำนวนวาเลนซ์อิเล็กตรอนขึ้นกับหมู่ของอะตอม (ใช้ได้กับหมู่ A1–A8)
- นิยามของวาเลนซ์อิเล็กตรอนใช้ได้กับอะตอมใน s และ p block เท่านั้น

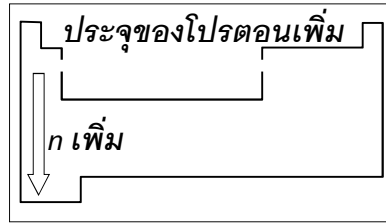


48

โครงสร้างอิเล็กตรอนและสมบัติของอะตอม

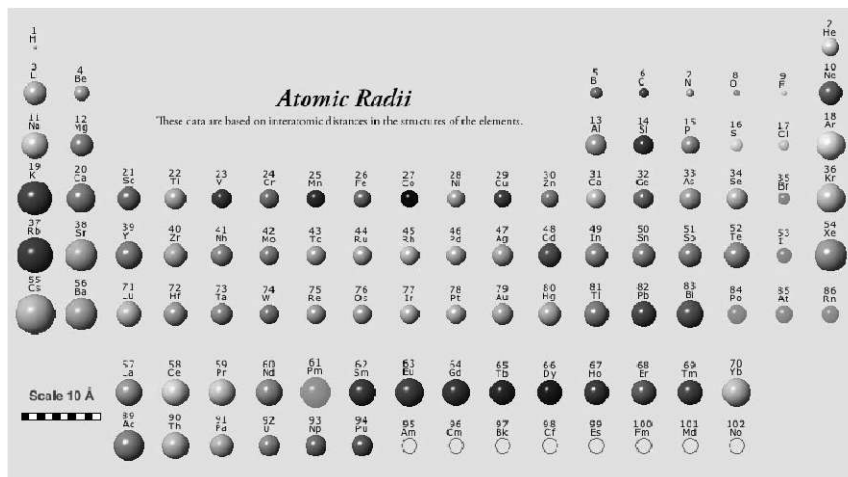
- การจัดโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอมส่งผลถึงสมบัติต่างๆของอะตอม เนื่องจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอิเล็กตรอนและนิวเคลียส (ค่า n ที่มากที่สุด และ ประจุบวกของโปรตอน)

- ขนาดของอะตอมและไอออน
- พลังงาน
 - Ionization energy (IE)
 - Electron affinity (EA)
 - Electron negativity (EN)



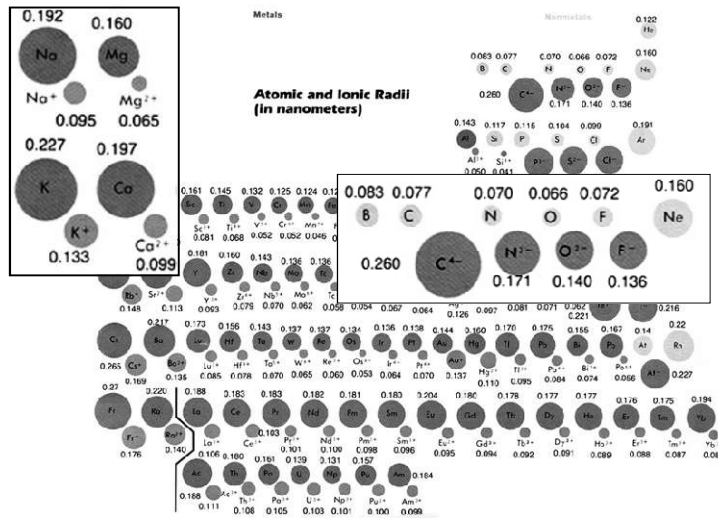
49

ขนาดของอะตอม



50

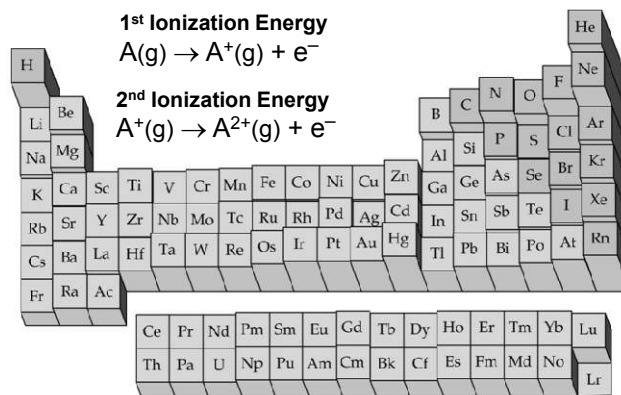
ขนาดของอะตอมและไอออน(+/-)



51

Ionization Energy (IE)

- พลังงานที่ต้องใช้เพื่อดึงอิเล็กตรอนออกจากอะตอมเพื่อให้เกิดไอออนบวก



52

แบบฝึกหัด

- จงอธิบายความแตกต่างระหว่างแบบจำลองอะตอมกลศาสตร์คลื่นและแบบจำลองของบอร์ห์
- จงเปรียบเทียบปริมาณต่อไปนี้
 - ขนาดอะตอมของ Mg และ Cl
 - ขนาดอะตอม(ไอออน)ของ Ar และ K^+
 - ค่า 1st ionization ของ Na และ Cs
 - ค่า Electronegativity ของ F และ N
- จงบอกจำนวนออร์บิทัล เลขควอนตัมที่เป็นไปได้ และจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด เมื่อ
 - $n = 2$
 - $n = 4$ และ $l = 3, 0$
 - $n = 3$ และ $m_l = +2$
 - $n = 2$ และ $m_s = +1/2$