

## ใบความรู้ ที่ 2

### เรื่อง การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงาน

อิเล็กตรอนในอะตอมที่อยู่ ณ ระดับพลังงาน (energy levels หรือ shell) จะมีพลังงานจำนวนหนึ่ง สำหรับอิเล็กตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุดจะมีพลังงานน้อยกว่าพวกที่อยู่ไกลออกไป ยิ่งอยู่ไกลมากยิ่งมีพลังงานมากขึ้น โดยกำหนดระดับพลังงานหลักให้เป็น  $n$  ซึ่ง  $n$  เป็นจำนวนเต็มคือ 1, 2, ... หรือตัวอักษรเรียงกันดังนี้ คือ K, L, M, N, O, P, Q ตามลำดับ เมื่อ  $n = 1$  จะเป็นระดับพลังงานต่ำสุด หมายความว่า จะต้องใช้พลังงานมากที่สุดที่จะดึงเอาอิเล็กตรอนนั้นออกจากอะตอมได้ จำนวนอิเล็กตรอนที่จะมีได้ในแต่ละระดับพลังงานหลักต้องเท่ากับหรือไม่เกิน  $2n^2$  และจำนวนอิเล็กตรอนในระดับนอกสุดจะต้องไม่เกิน 8 เช่น

ระดับพลังงานที่หนึ่ง  $n = 1$  (shell K) ปริมาณอิเล็กตรอนที่ควรมีอยู่ =  $2(1)^2 = 2$

ระดับพลังงานที่สอง ( $n = 2$ ) ปริมาณอิเล็กตรอนสูงสุดที่ควรมีได้ =  $2(2)^2 = 8$

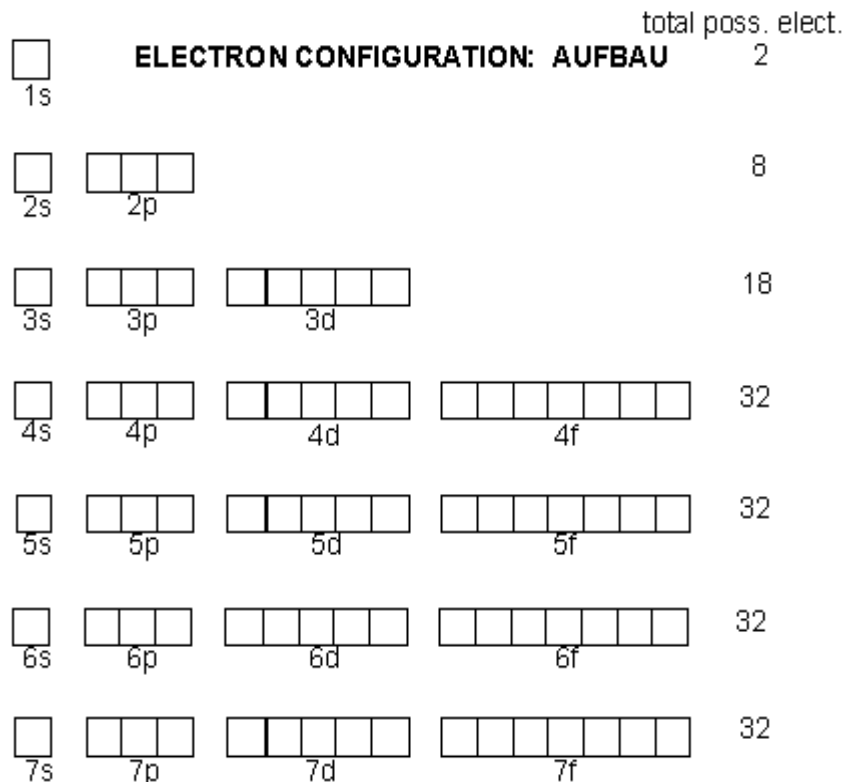
ระดับพลังงานที่สาม ( $n = 3$ ) ปริมาณอิเล็กตรอนสูงสุดที่ควรมีได้ =  $2(3)^2 = 18$

ระดับพลังงานที่สี่ ( $n = 4$ ) ปริมาณอิเล็กตรอนสูงสุดที่ควรมีได้ =  $2(4)^2 = 32$

ระดับพลังงานที่ห้า ( $n = 5$ ) ปริมาณอิเล็กตรอนสูงสุดที่ควรมีได้ =  $2(5)^2 = 50$

ระดับพลังงานที่หก ( $n = 6$ ) ปริมาณอิเล็กตรอนสูงสุดที่ควรมีได้ =  $2(6)^2 = 72$

ระดับพลังงานที่เจ็ด ( $n = 7$ ) ปริมาณอิเล็กตรอนสูงสุดที่ควรมีได้ =  $2(7)^2 = 98$



รูปที่ 1.1 ออร์บิทัล (orbital)

ที่มา : [http://www.satriwit3.ac.th/external\\_newsblog.php?links=1249](http://www.satriwit3.ac.th/external_newsblog.php?links=1249)

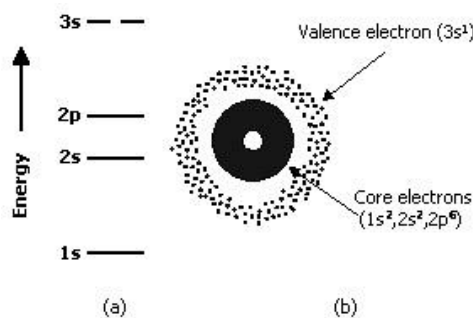
เช่น ตารางที่ 1.1 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุต่างๆ

ธาตุ	เลขอะตอม	จำนวนอิเล็กตรอนในระดับพลังงาน			
		n = 1	n = 2	n = 3	n = 4
H	1	1			
He	2	2			
Li	3	2	1		
Be	4	2	2		
B	5	2	3		
C	6	2	4		
N	7	2	5		
O	8	2	6		
F	9	2	7		
Ne	10	2	8		
Na	11	2	8	1	
Mg	12	2	8	2	
Al	13	2	8	3	
Si	14	2	8	4	
P	15	2	8	5	
S	16	2	8	6	
Cl	17	2	8	7	
Ar	18	2	8	8	

จากการศึกษาสเปกตรัมของธาตุต่างๆ พบว่าในระดับพลังงานหลัก (n) ยังประกอบด้วยระดับพลังงานย่อยหรือเรียกว่า ซับเชลล์ (sub-levels หรือ sub-shells) โดยกำหนดเป็นสัญลักษณ์คือ s p d และ f ซึ่งในแต่ละระดับพลังงานย่อยจะมีอิเล็กตรอนได้ไม่เท่ากันและมีพลังงานไม่เท่ากัน กล่าวคือ ระดับพลังงานย่อย s มีพลังงานต่ำกว่า p ต่ำกว่า d ต่ำกว่า f ตามลำดับ ในระดับพลังงานย่อยยังประกอบด้วยออร์บิทัล (orbital) ซึ่งในแต่ละออร์บิทัลมีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 อิเล็กตรอน ดังนี้

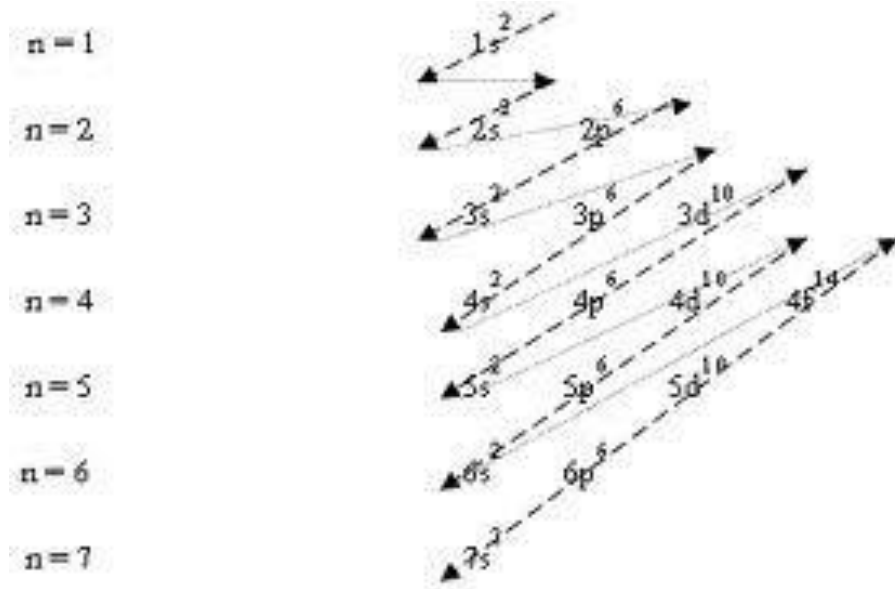
- ระดับพลังงานย่อย s มีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2 อิเล็กตรอน มี 1 ออร์บิทัล
- ระดับพลังงานย่อย p มีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 6 อิเล็กตรอน มี 3 ออร์บิทัล
- ระดับพลังงานย่อย d มีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 10 อิเล็กตรอน มี 5 ออร์บิทัล
- ระดับพลังงานย่อย f มีอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 14 อิเล็กตรอน มี 7 ออร์บิทัล

ภายในระดับพลังงานหลักอันเดียวกันจะประกอบด้วยพลังงานย่อยเรียงลำดับจากพลังงานต่ำไปสูง คือ จาก s ไป p d และ f เช่น 3p สูงกว่า 3s ซึ่งเมื่อนำมาเรียงลำดับกันแล้ว พบว่ามีเฉพาะ 2 ระดับพลังงานแรกคือ n = 1 และ n = 2 เท่านั้น ที่มีพลังงานเรียงลำดับกัน แต่พอขึ้นระดับพลังงาน n = 3 เริ่มมีการซ้อนเกยกันของระดับพลังงานย่อย ดังรูป



รูปที่ 1.2 แสดงระดับพลังงานในอะตอม

จากการศึกษาพบว่ากรณีของอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอนในระดับพลังงานของ 3d จะใกล้เคียงกับ 4s มาก และพบว่า ถ้าบรรจุอิเล็กตรอนใน 4s ก่อน 3d พลังงานรวมของอะตอมจะต่ำ และอะตอมจะเสถียรมากกว่า ดังนั้นในการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลแบบที่เสถียรที่สุด คือการจัดตามระดับพลังงานที่ต่ำที่สุดก่อนทั้งในระดับพลังงานหลักและย่อย ซึ่งวิธีการจัดอิเล็กตรอนสามารถพิจารณาตามลูกศรในรูปที่ 1.8 โดยเรียงลำดับได้เป็น 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p



รูปที่ 1.3 แสดงลำดับการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล

ที่มา : <http://www.scimath.org/index.php/socialnetwork/viewbulletin/1189>

ในการจัดอิเล็กตรอนอาจเขียนเป็นแผนภาพออร์บิทัลซึ่งแสดงสปินของอิเล็กตรอนด้วย ดังตัวอย่าง C มี  $z = 6$  มีโครงสร้างอิเล็กตรอนเป็น 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup> ซึ่งการจัดแสดงสปินของอิเล็กตรอนแสดงในตารางที่ 1.1

ในการบรรจุอิเล็กตรอนหรือการจัดเรียงอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลจะต้องยึดหลักในการบรรจุอิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่งๆ ลงในออร์บิทัลที่เหมาะสมตามหลักดังต่อไปนี้

1) หลักของเพาลี (Pauli exclusion principle) กล่าวว่า “ไม่มีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใดในอะตอมที่มีเลขควอนตัมทั้งสี่เหมือนกันทุกประการ” นั่นคืออิเล็กตรอนคู่หนึ่งในออร์บิทัลจะมีค่า  $n, l, m_l$  เหมือนกันได้ แต่ต่างกันที่สปิน

2) หลักของเอาฟ์เบา (Aufbau principle) มีวิธีการดังนี้

2.1) สัญลักษณ์วงกลม O, □ หรือ \_ แทน ออร์บิทัล

ลูกศร ↑ ↓ แทน อิเล็กตรอน 1 ตัว ที่สปิน ขึ้น-ลง

↑↓ เรียกว่า อิเล็กตรอนคู่ (paired electron)

↑ เรียกว่าอิเล็กตรอนเดี่ยว (single electron)

2.2) บรรจุอิเล็กตรอนเข้าไปในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำจนครบจำนวนก่อน ดังรูปที่ 1.1

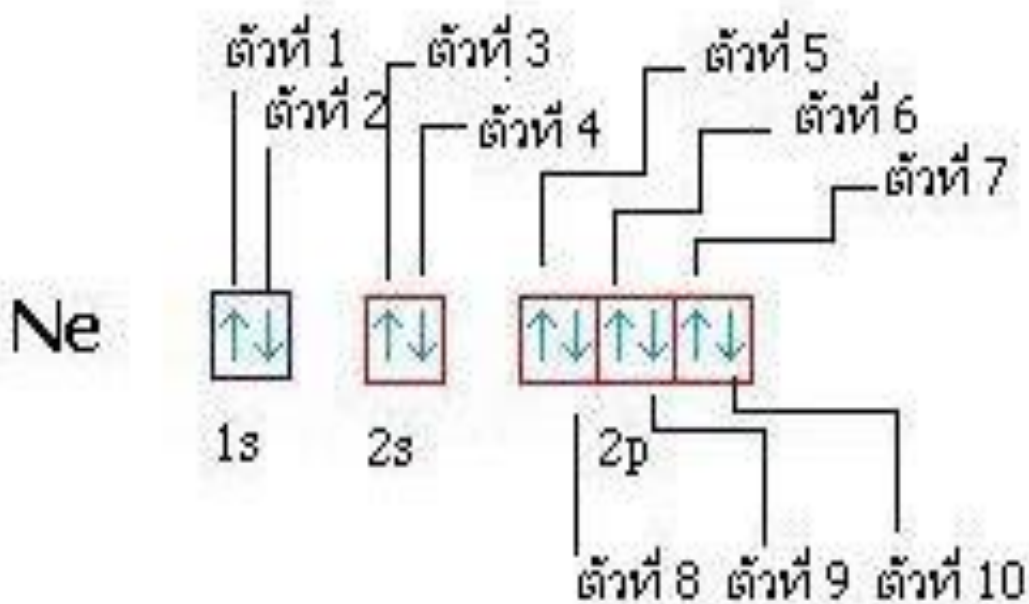
3) กฎของฮุนด์ (Hund's rule) กล่าวว่า “การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน (degenerate orbital) จะบรรจุในลักษณะที่ทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดเท่าที่จะมากได้” ออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานมากกว่า 1 เช่น ออร์บิทัล p และ d เป็นต้น

	1s	2s	2p	หรือ	
Li :	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\square\square\square$		$1s^2 2s^1$
Be :	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\square\square\square$		$1s^2 2s^2$
B :	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\square\square$		$1s^2 2s^2 2p^1$
C :	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\square$		$1s^2 2s^2 2p^2$
N :	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$		$1s^2 2s^2 2p^3$
O :	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$		$1s^2 2s^2 2p^4$
F :	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$		$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne :	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2 2p^6$

รูปที่ 1.4 โครงแบบอิเล็กตรอน (แบบสัญลักษณ์) ของธาตุ

ที่มา : <http://www.vcharkarn.com/lesson/view.php?id=1168>

4) การบรรจุเต็ม (filled configuration) เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน แบบเต็มครบ 2 ตัว ส่วนการบรรจุครึ่ง (half-filled configuration) เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลแบบครึ่งหรือเพียง 1 ตัวเท่านั้น ซึ่งการบรรจุทั้งสองแบบ (ของเวเลนซ์อิเล็กตรอน) จะทำให้มีความเสถียรมากกว่าตัวอย่างการบรรจุเต็ม เช่น



รูปที่ 1.5 การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลแบบเต็ม

ที่มา : [http://www.satriwit3.ac.th/external\\_newsblog.php?links=1249](http://www.satriwit3.ac.th/external_newsblog.php?links=1249)

ตัวอย่างการจัดอิเล็กตรอนของธาตุเลขอะตอม 1 ถึง 18

ตัวอย่างการจัดอิเล็กตรอน

หมู่	1	2	3	4	5	6	7	8	คาบ
							${}_1\text{H}$ 1	${}_2\text{He}$ 2	1
	${}_3\text{Li}$ 2, 1	${}_4\text{Be}$ 2, 2	${}_5\text{B}$ 2, 3	${}_6\text{C}$ 2, 4	${}_7\text{N}$ 2, 5	${}_8\text{O}$ 2, 6	${}_9\text{F}$ 2, 7	${}_{10}\text{Ne}$ 2, 8	2
	${}_{11}\text{Na}$ 2, 8, 1	${}_{12}\text{Mg}$ 2, 8, 2	${}_{13}\text{Al}$ 2, 8, 3	${}_{14}\text{Si}$ 2, 8, 4	${}_{15}\text{P}$ 2, 8, 5	${}_{16}\text{S}$ 2, 8, 6	${}_{17}\text{Cl}$ 2, 8, 7	${}_{18}\text{Ar}$ 2, 8, 8	3

รูปที่ 1.6 การจัดอิเล็กตรอนของธาตุเลขอะตอม 1 ถึง 18

ที่มา : <http://atomand.blogspot.com/p/1.html>

ที่มา : เอกสารประกอบการสอนรายวิชาเคมีประยุกต์ (02-411-105) วิทยาลัยเทคโนโลยีภาคตะวันออก ภาควิชา  
 ปีการศึกษา 2554

ผู้สอน อ.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ e-mail : woravith@gmail.com

คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร