

วิทยาลัยน่าน
อ.น่าน ๑ สค 52

สารและสมบัติของสาร

บทที่ 5 โครงสร้างของอะตอมและตารางธาตุ

รองศาสตราจารย์เพชร ยินดีสุข

ธาตุ คือ บริสุทธิ์ที่ประกอบด้วยอะตอมชนิดเดียว อะตอมเป็นหน่วยที่เล็กที่สุดของธาตุซึ่งยังสามารถแสดงสมบัติของธาตุนั้น ๆ ได้ เมื่ออะตอมมารวมกันเป็นกลุ่ม เรียกกลุ่มของอะตอมว่า " โมเลกุล " เช่น อะตอมของคลอรีน 2 รวมเป็นหนึ่งโมเลกุลของแก๊สคลอรีน



อะตอมของธาตุต่างชนิดกันมารวมกันได้โมเลกุลของสารประกอบ เช่น แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO₂) จัดเป็นโมเลกุลของสารประกอบที่ประกอบด้วยธาตุคาร์บอน 1 อะตอม และ ธาตุออกซิเจน 2 อะตอม

อะตอมประกอบด้วยอนุภาคมูลฐาน 3 ชนิด คือ อนุภาคโปรตอน อนุภาคนิวตรอน และ อนุภาคอิเล็กตรอน ภายในอะตอมนั้นมีนิวเคลียสอยู่ตรงกลางซึ่งมีอนุภาคโปรตอนและนิวตรอน (ยกเว้นอะตอมไฮโดรเจนมีแต่ อนุภาคโปรตอนอย่างเดียว) รอบ ๆ นิวเคลียสมีอนุภาคอิเล็กตรอนซึ่งมีจำนวนเท่ากับโปรตอนวิ่งวนอยู่รอบ ๆ

จำนวนอนุภาคมูลฐานในอะตอมของธาตุบางชนิด เป็นดังตาราง

ชื่อธาตุ	สัญลักษณ์	จำนวนอนุภาคมูลฐาน		
		นิวตรอน	โปรตอน	อิเล็กตรอน
ไฮโดรเจน	H	-	1	1
ฮีเลียม	He	2	2	2
ลิเทียม	Li	4	3	3
เบริลเลียม	Be	5	4	4
โบรอน	B	6	5	5
คาร์บอน	C	6	6	6
ไนโตรเจน	N	7	7	7
ออกซิเจน	O	8	8	8
ฟลูออรีน	F	10	9	9

สัญลักษณ์นิวเคลียส คือ สัญลักษณ์ของธาตุที่แสดงรายละเอียดของอนุภาคมูลฐานของอะตอมไว้ โดยแสดงเลขอะตอมไว้มุมล่างซ้าย และ แสดงเลขมวลไว้ตรงมุมบนซ้าย ดังนี้



จำนวนโปรตอน เรียกว่า เลขอะตอม (เขียนแทนด้วย Z)

(ในอะตอมที่เป็นกลาง จำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน)

จำนวนโปรตอน + จำนวนนิวตรอน เรียกว่า เลขมวล (เขียนแทนด้วย A)

$$\text{จำนวนนิวตรอน} = A - Z$$

ไอโซโทป คือ ธาตุชนิดเดียวกัน มีเลขอะตอม (จำนวนโปรตอน) เท่ากัน แต่มีเลขมวลและนิวตรอนต่างกัน เช่น ธาตุ H มี 3 ไอโซโทป คือ ${}^1_1\text{H}$ ${}^2_1\text{H}$ ${}^3_1\text{H}$ ${}^{20}_{10}\text{Ne}$ ${}^{22}_{10}\text{Ne}$

ไอโซโทน คือ ธาตุต่างชนิดกัน มีจำนวนนิวตรอนเท่ากัน แต่มีเลขอะตอม (จำนวนโปรตอน) และ เลขมวลต่างกัน เช่น C และ N เป็นไอโซโทน ซึ่งกันและกัน

ไอโซบาร์ คือ ธาตุต่างชนิดกัน มีเลขมวลเท่ากัน แต่มีเลขอะตอม (จำนวนโปรตอน) และ นิวตรอนต่างกัน เช่น ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ และ ${}^{40}_{19}\text{K}$ เป็นไอโซบาร์ซึ่งกันและกัน

- พลังงานของอิเล็กตรอน เป็นพลังงานจลน์ซึ่งเกิดจากการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส และการหมุนรอบตัวเองของอิเล็กตรอน
- พลังงานอิเล็กตรอนมีค่าแปรผันตรงกับระยะระหว่างอิเล็กตรอน และ นิวเคลียส
- แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอิเล็กตรอนกับนิวเคลียส เป็นแรงดึงดูดระหว่างประจุบวกของนิวเคลียสกับประจุลบของอิเล็กตรอน

แรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนซึ่งมีประจุลบ (-) กับนิวเคลียสซึ่งมีประจุบวก (+) คล้ายแรงดึงดูดระหว่างขั้วแม่เหล็กกับลูกเหล็กกลม ซึ่งสรุปได้ดังนี้

1. แรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากนิวเคลียสกับอิเล็กตรอน ที่อยู่ใกล้กันจะมากกว่าแรงที่เกิดจากอิเล็กตรอนที่อยู่ไกลออกไป
2. อิเล็กตรอนจะจัดตัวอยู่ในวงโคจรที่อยู่ห่างจากนิวเคลียสเป็นระยะต่างกัน วงโคจรที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุดจะมีจำนวนอิเล็กตรอนน้อยที่สุด ไกลออกไปจำนวนอิเล็กตรอนจะมากขึ้น

อิเล็กตรอนจำนวนมากในแต่ละอะตอมอยู่ร่วมกันได้ เนื่องจากอิเล็กตรอนเหล่านั้นเคลื่อนอยู่ในวงโคจรต่างกัน

อิเล็กตรอนในวงโคจรใกล้นิวเคลียส มีจำนวนและพลังงานน้อยกว่าที่อยู่ไกลออกไป

ระดับพลังงานที่ 1 หมายถึง พลังงานของอิเล็กตรอนในวงโคจรของอิเล็กตรอนที่มีพลังงานน้อยที่สุด ซึ่งมีอิเล็กตรอนได้มากที่สุดเพียง 2 อนุภาคเท่านั้น

ระดับพลังงานที่ 2 ที่ 3 ที่ 4 ตามลำดับ หมายถึง พลังงานของอิเล็กตรอนในวงโคจรที่อยู่ไกลจากนิวเคลียสออกไปและมีค่ามากขึ้นเรื่อย ๆ และมีอิเล็กตรอนได้มากที่สุดเท่ากับ 8 18 32 อนุภาคตามลำดับ

การจัดตัวของอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุบางชนิด

ชื่อธาตุ	สัญลักษณ์	เลขอะตอม	จำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละระดับพลังงาน			
			ระดับที่ 1 (2)	ระดับที่ 2 (8)	ระดับที่ 3 (18)	ระดับที่ 4 (32)
ฮีเลียม	${}^4_2\text{He}$	2	2	-	-	
ลิเทียม	${}^7_3\text{Li}$	3	2	1*	-	
คาร์บอน	${}^{12}_6\text{C}$	6	2	4*	-	
โซเดียม	${}^{11}_{11}\text{Na}$	11	2	8	1*	
กำมะถัน	${}^{32}_{16}\text{S}$	16	2	8	6*	

* จำนวนอิเล็กตรอนในระดับพลังงานนอกสุด

() จำนวนอิเล็กตรอนที่มีได้มากที่สุด

ตารางธาตุ

ธาตุในปัจจุบันมีทั้งหมด 115 ธาตุ และ ได้นำมาจัดเรียงตามเลขอะตอมโดยใช้สมบัติทางกายภาพและเคมี ประกอบ ได้เป็นตารางธาตุนี้ใช้ในปัจจุบัน โดยจัดแบ่งเป็น 18 หมู่ ดังภาพ

	1A	หมู่														8A						
1	1 H	2A															2 He					
2	3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	โลหะทรานซิชัน										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar				
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				
6	55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn				
7	87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh						

แลนทานาไนด์
แอกทิไนด์

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No

ตารางธาตุปัจจุบัน (ตัวอักษร แทน ชื่อธาตุ ตัวเลขบนชื่อธาตุ คือ เลขอะตอม)

จากตารางพบว่า

1. ธาตุใน 2 หมู่ ทางด้านซ้ายมือสุดของตารางมีสมบัติเป็นโลหะ เรียก หมู่ 1A 2A
2. ธาตุใน 2 หมู่ทางด้านขวามือสุดมีสมบัติเป็นอโลหะ เรียก หมู่ 7A และ 8A
3. ธาตุในหมู่ 3A ถึง 6A มีทั้งอโลหะและกึ่งโลหะ
4. ธาตุใน 10 หมู่ที่อยู่ตรงกลางมีสมบัติทางกายภาพเหมือนโลหะ แต่มีสมบัติทางเคมีบางประการต่างจากโลหะในหมู่ 1A และ 2A เรียก โลหะแทรนซิชัน (Transition metal)

เวเลนซ์อิเล็กตรอน

เวเลนซ์อิเล็กตรอน หมายถึง อิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานชั้นนอกสุด

จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุในหมู่ 1A - 8A มีค่าตรงกับตัวเลขของหมู่นั้น ๆ

พันธะเคมี คือ แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมสองอะตอมให้อยู่รวมกัน ซึ่งแบ่งได้ 2 ชนิด ได้แก่

1. พันธะโคเวเลนต์ คือ พันธะที่เกิดจากอะตอมทั้งสองใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน มักเกิดจากอะตอมในหมู่เดียวกัน หรือ เกิดจากอะตอมในหมู่ที่ใกล้เคียงอยู่ เช่น $H-H$ $Cl-Cl$ C กับ O ในแก๊ส CO_2
2. พันธะไอออนิก คือ พันธะที่เกิดจากการให้และรับอิเล็กตรอนระหว่างอะตอมของโลหะกับอโลหะ เช่น พันธะระหว่าง Na กับ Cl ในโมเลกุลของเกลือแกง ($NaCl$) และ พันธะระหว่าง Ca กับ O ในปูนขาว (CaO) เป็นต้น