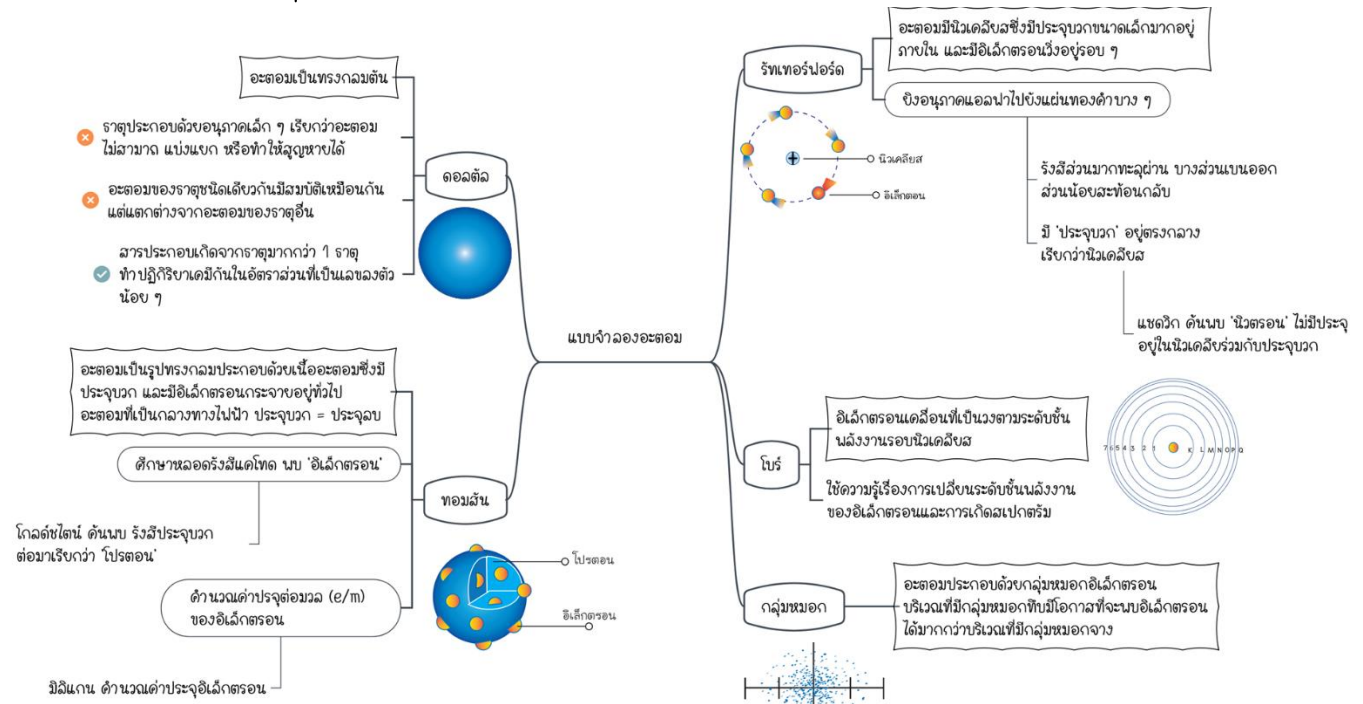


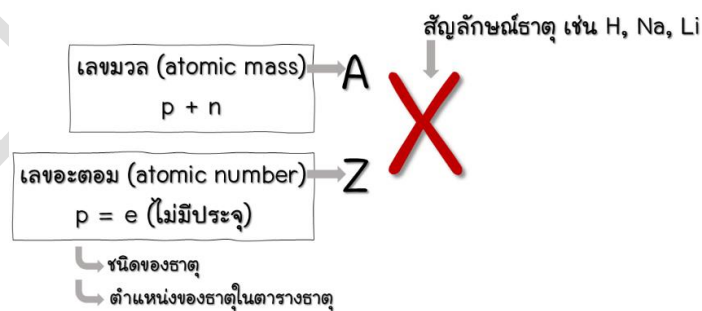
ธาตุและสารประกอบ

● แบบจำลองอะตอมโดยสรุป



● อนุภาคมูลฐาน และสัญลักษณ์นิวเคลียร์

อนุภาค	สัญลักษณ์	ประจุ
อิเล็กตรอน	e^-	-1.67×10^{-19}
โปรตอน	p	$+1.67 \times 10^{-19}$
นิวตรอน	n	0

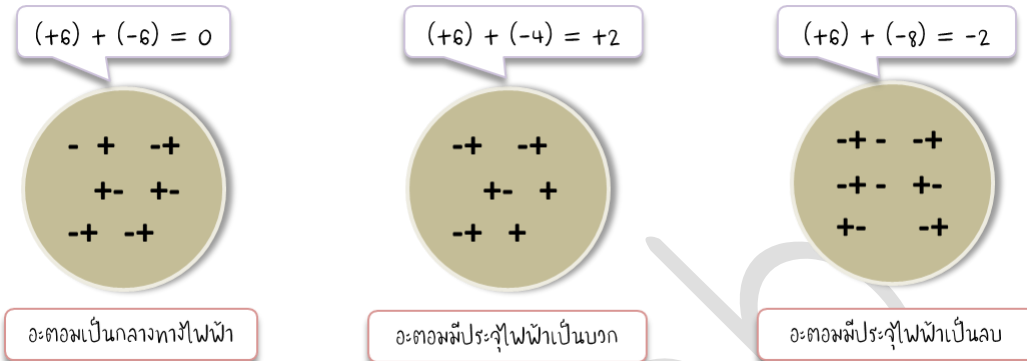


● การเกิดไอออน (ประจุ)

โดยปกติอะตอมจะเป็นกลางทางไฟฟ้า คือ มีประจุลบและประจุบวกเท่ากัน (+, - เท่ากัน หักล้างกัน = 0)
ดังนั้นธาตุจะเกิดเป็นไอออน หรือ มีประจุขึ้นเมื่อ

1) เสียอิเล็กตรอน กลายเป็น ประจุ +

2) รับอิเล็กตรอน กลายเป็น ประจุ -



> การเขียนประจุเขียนได้ 2 แบบ คือ แบบเขียนประจุไว้ข้างหน้าตัวเลข และแบบเขียนประจุไว้ข้างหลังตัวเลข เช่น

$+2 = 2+$ หมายความว่าเสียอิเล็กตรอนไป 2 ตัว

$-2 = 2-$ หมายความว่าได้รับอิเล็กตรอนมา 2 ตัว

> ตำแหน่งของประจุเพื่อแสดงความเป็นไอออนของธาตุจะเขียนไว้บนขวามือ เช่น H^+ , O^{2-} , Al^{3+}

● การบอกจำนวน โปรตอน อิเล็กตรอน นิวตรอน จากสัญลักษณ์นิวเคลียร์

สัญลักษณ์นิวเคลียร์	เลขมวล	เลขอะตอม	จำนวนโปรตอน	จำนวนอิเล็กตรอน	จำนวนนิวตรอน
${}^4_2\text{He}$	4	2	2	2	$4 - 2 = 2$
${}^7_3\text{Li}$	7	3	3	3	$7 - 3 = 4$
${}^{16}_8\text{O}^{2-}$	16	8	8	$8 + 2 = 10$	$16 - 8 = 8$
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	40	20	20	$20 - 2 = 18$	$40 - 20 = 20$

● ไอโซโทป ไอโซโทน ไอโซบาร์ และ ไอโซอิเล็กตรอนิกส์

ชนิด	ความหมาย	ตัวอย่าง
ไอโซโทป (ป = โปรตอน)	ธาตุชนิดเดียวกัน มีโปรตอนเท่ากัน แต่นิวตรอนต่างกัน (เลขล่างเท่า เลขบนต่าง)	${}^1_1\text{H}$ ${}^2_1\text{H}$ ${}^3_1\text{H}$ โปรเทียม H, ดิวเทอเรียม D, ทริเทียม T
ไอโซโทน (น = นิวตรอน)	ธาตุต่างชนิดกัน มีนิวตรอนเท่ากัน (เลขบน - เลขล่าง ได้ค่าเท่ากัน)	${}^{13}_6\text{C}$ กับ ${}^{14}_7\text{N}$ $13 - 6 = 14 - 7$
ไอโซบาร์ (บาร์ = บน)	ธาตุต่างชนิดกัน มีเลขมวลเท่ากัน (เลขบนเท่า เลขล่างต่าง)	${}^{14}_6\text{C}$ กับ ${}^{14}_7\text{N}$ เลขบน = 14 เท่ากัน
ไอโซอิเล็กตรอนิกส์ (อิเล็ก = อิเล็กตรอน)	ธาตุต่างชนิดกัน มีอิเล็กตรอนเท่ากัน (เลขล่าง บวก/ลบ ประจุ ได้ค่าเท่ากัน)	${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$ กับ ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ ${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$ มี $e = 16 + 2 = 18$ ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ ไม่มีประจุ $e = p = 18$

●การจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอม

การจัดเรียงในระดับพลังงานหลัก

จำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละระดับพลังงานหลักมีจำนวนไม่เกิน $2n^2$

เมื่อ n คือระดับพลังงานหลักที่ 1, 2, 3, ...

ระดับพลังงานหลัก $n=1$	มีอิเล็กตรอนไม่เกิน	2	อิเล็กตรอน
ระดับพลังงานหลัก $n=2$	มีอิเล็กตรอนไม่เกิน	8	อิเล็กตรอน
ระดับพลังงานหลัก $n=3$	มีอิเล็กตรอนไม่เกิน	18	อิเล็กตรอน
ระดับพลังงานหลัก $n=4$	มีอิเล็กตรอนไม่เกิน	32	อิเล็กตรอน

‘ตัวสุดท้าย ไม่เกิน 8 ตัวก่อนสุดท้ายจัดให้เต็มสูงสุดเท่าที่จะรับได้’

ธาตุ	เลขอะตอม	การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงาน			
		$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$	$n = 4$
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	
K	19	2	8	8	1
Ca	20	2	8	8	2
Ge	32	2	8	18	4

การจัดเรียงอิเล็กตรอนนอกอะไรได้บ้าง

- ① จำนวนตัวเลขที่จัด = คาบ
- ② เลขตัวสุดท้าย = อิเล็กตรอนวงนอกสุด = หมู่

● ตารางธาตุ

- ตามสากล ธาตุเรียงกันตามแนวตั้งนับได้ทั้งหมด 18 หมู่
- แบ่งเป็นหมู่ย่อย คือ หมู่ A มีทั้งหมด 8 หมู่ (IA-VIIIA) และหมู่ B (ทรานซิชัน; IB-VIIB โดย VIIB มี 3 แถวตั้ง)
- แบ่งเป็นคาบ 7 คาบ (แถวอน)
- ธาตุหมู่ A มีทั้ง โลหะ → หมู่ IA (แอลคาไลน์), หมู่ IIA (แอลคาไลน์เอิร์ท), หมู่ 3 ยกเว้น B
กึ่งโลหะ → B, Si, Ge, As, Sb, Te, At
อโลหะ → หมู่ IVA, หมู่ V, หมู่ VI, หมู่ VII (แฮโลเจน), หมู่ VIII (แก๊สมีตระกูล, แก๊สเฉื่อย)
- ธาตุทรานซิชัน ส่วนมากเป็นโลหะ มีสถานะของแข็ง ยกเว้น Hg เป็นของเหลว
- ธาตุทรานซิชัน เกิดสารประกอบที่เป็นสีเฉพาะตัวเช่น

KMnO_4 สีม่วงเข้ม
 MnO_2 สีนํ้าตาลเข้ม
 MnCl_2 สีชมพู

เปรียบเทียบสมบัติของธาตุ โลหะ กึ่งโลหะ อโลหะ

สมบัติ	โลหะ	กึ่งโลหะ	อโลหะ
สถานะที่สภาวะปกติ	ของแข็ง ยกเว้น Hg เป็นของเหลว	ของแข็ง	ของแข็ง ของเหลว และแก๊ส
ความเหนียว (สถานะ ของแข็ง)	เหนียว ตีแผ่เป็นแผ่นได้	เปราะ	เปราะ
จุดหลอมเหลว และจุดเดือด	ส่วนมากสูง	ส่วนมากสูง	ส่วนมากต่ำ
การนำไฟฟ้าและความร้อน	นำไฟฟ้าและความร้อนได้ ดี ยกเว้นสถานะแก๊ส (ไอ) ไม่นำไฟฟ้า	นำได้บ้างที่ อุณหภูมิต่ำ และ นำได้ดีที่อุณหภูมิ สูง	ส่วนมากไม่นำไฟฟ้า และความ ร้อน ยกเว้น C ในรูปของแกรไฟต์นำ ไฟฟ้าได้

ความเป็นโลหะและอโลหะของธาตุตามตารางธาตุ

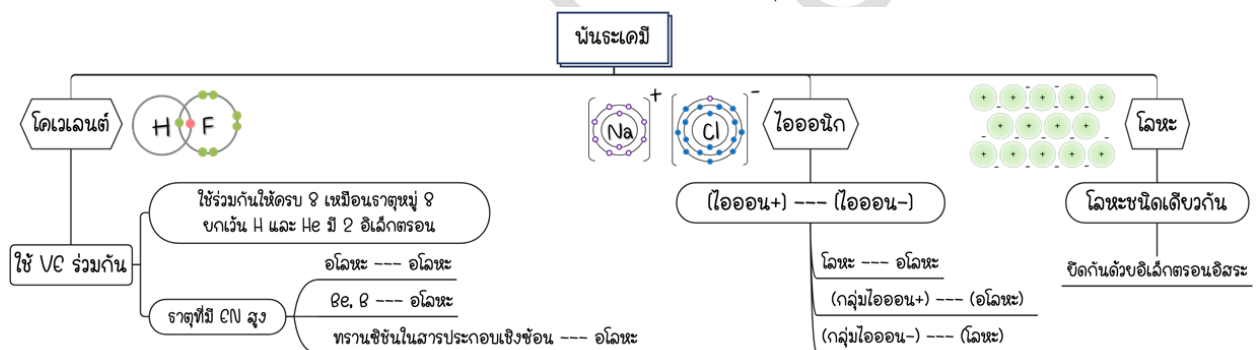
		ความเป็นโลหะ										น้อย				
ความเป็นโลหะ	มาก															
	น้อย															

‘ความเป็นโลหะมาก ทำปฏิกิริยากับน้ำได้ว่องไว (ดีกว่า) ความเป็นโลหะน้อย’

● พันธะเคมี

ความหมาย แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอม หรือ ระหว่างไอออน ภายในสาร

ในธรรมชาติธาตุไม่ได้อยู่อย่างอิสระ (ยกเว้นธาตุหมู่ 8A) จะอยู่ในรูปโมเลกุล (ธาตุมากกว่า 1 อะตอม ; H_2 , O_2) หรือสารประกอบ (ธาตุมากกว่า 1 ชนิด H_2O , $NaCl$) การเกิดเป็นโมเลกุลหรือสารประกอบเกิดจากการที่ธาตุมายึดเหนี่ยวกัน โดยการยึดเหนี่ยวกันนี้เรียกว่าการสร้างพันธะ โดยนักวิทยาศาสตร์พบว่าธาตุมีการสร้างพันธะกันได้ 3 แบบ

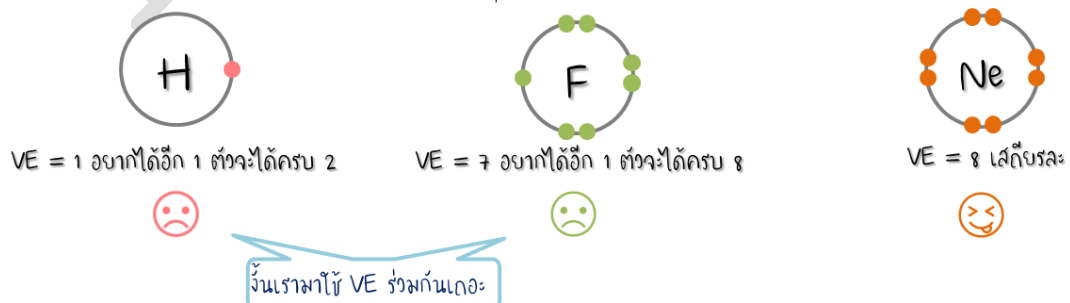


😊 พันธะโคเวเลนต์

การเกิดพันธะโคเวเลนต์

การใช้อิเล็กตรอนวงนอกสุดร่วมกันเพื่อให้เกิดความเสถียร คือ ครบออกเตต (อิเล็กตรอนวงนอกสุดครบ 8 เหมือนธาตุหมู่ 8) **ยกเว้น H, He มีเวเลนต์อิเล็กตรอน = 2 ก็เสถียรเช่นกัน**

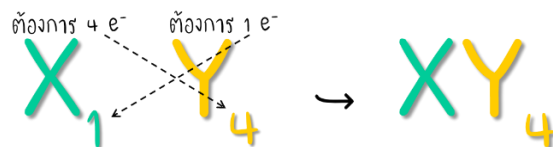
โครงสร้างที่แสดงการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันของธาตุเพื่อเกิดพันธะโคเวเลนต์เรียกว่า ‘โครงสร้างลิวอิส’



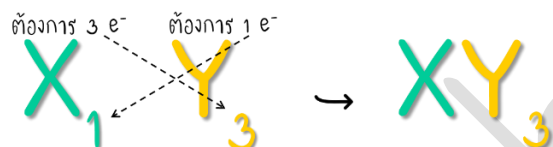
การเขียนสูตรสารโคเวเลนต์

เขียนสูตรสารประกอบโคเวเลนต์ จะยึดหลักความต้องการอิเล็กตรอนให้ครบ 8 ดังนั้นจำเป็นต้องรู้หมู่ของธาตุนั้น ๆ เพราะหมู่จะบอกจำนวน VE ที่มีอยู่แล้ว และต้องการอีกเท่าไรจึงจะครบ 8
(ยกเว้นธาตุที่ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต)

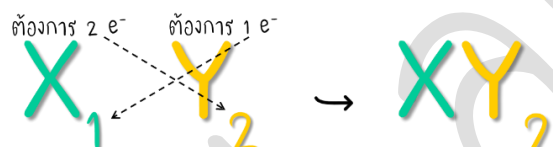
หมู่ 4 กับ หมู่ 7



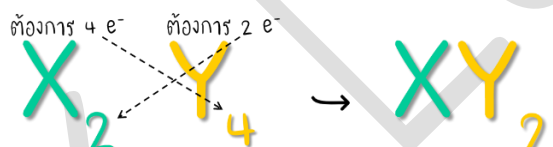
หมู่ 5 กับ หมู่ 7



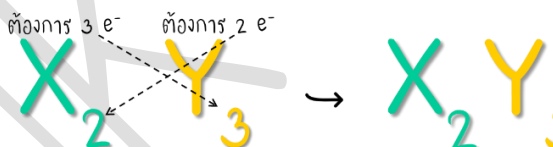
หมู่ 6 กับ หมู่ 7



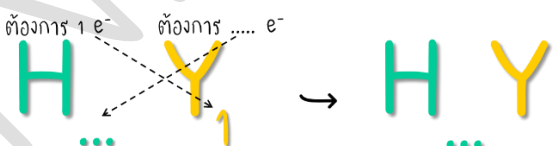
หมู่ 4 กับ หมู่ 6



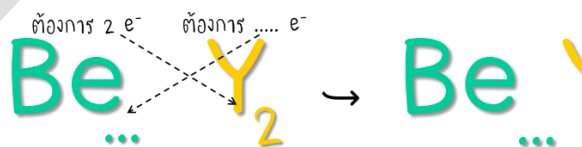
หมู่ 5 กับ หมู่ 6



H กับ หมู่ใดๆ



Be กับ หมู่ใดๆ



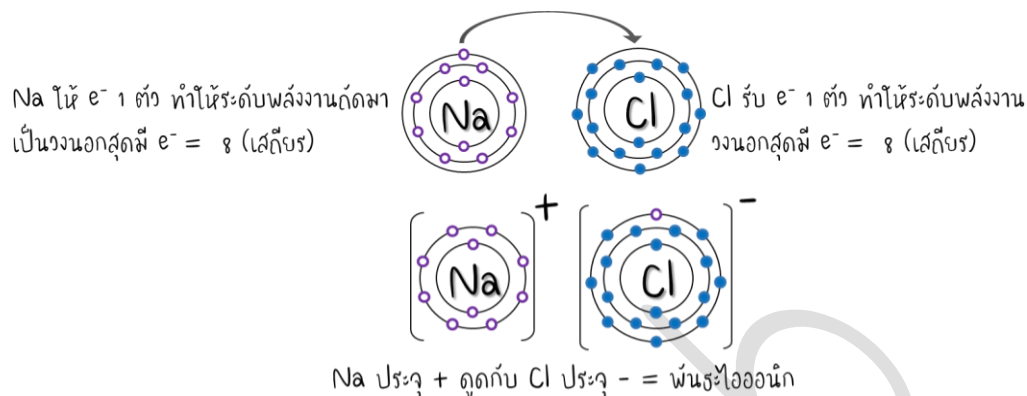
B กับ หมู่ใดๆ



😊 พันธะไอออนิก

การเกิดพันธะไอออนิก

แรงดึงดูดระหว่างประจุบวก และ ประจุลบ ที่เกิดจากการให้และรับอิเล็กตรอนของธาตุเพื่อให้อิเล็กตรอนวงนอกสุดกลายเป็น 8



- ① เกิดกับธาตุที่มีค่า EN ต่ำ พวกละหะ (ให้อิเล็กตรอน) และ ธาตุที่มีค่า EN สูง พวกละหะ (รับอิเล็กตรอน)
- ⑥ เกิดกับโลหะทรานซิชันกับธาตุโลหะ
- ③ เกิดกับกลุ่มประจุบวกกับธาตุโลหะ หรือ กลุ่มประจุลบกับธาตุโลหะ

IA	IIA		IIIA	VIA	VA	VIA	VIIA
Li ⁺	Be		B	C	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻
Na ⁺	Mg ²⁺		Al ³⁺	Si	p ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻
K ⁺	Ca ²⁺		Ga ³⁺	Ge	As ³⁻	Se ²⁻	Br ⁻
Rb ⁺	Sr ²⁺		In ³⁺	Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺	Sb ³⁻	Te ²⁻	I ⁻
Cs ⁺	Ba ²⁺		Tl ³⁺	Pb ²⁺ , Pb ⁴⁺	Bi ³⁻		

โลหะทรานซิชัน

Cr²⁺ Cr³⁺ Mn²⁺ Mn³⁺ Fe²⁺ Fe³⁺

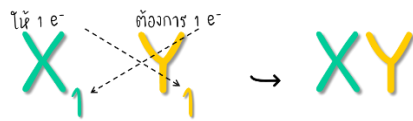
Co²⁺ Co³⁺ Cu⁺ Cu²⁺ Hg⁺ Hg²⁺ Ag⁺

ประจุ	ชื่อ	ประจุ	ชื่อ
SO ₃ ²⁻	ซัลไฟต์ไอออน	Cr ²⁺	โครเมียม (II) ไอออน
SO ₄ ²⁻	ซัลเฟตไอออน	Cr ³⁺	โครเมียม (III) ไอออน
PO ₃ ³⁻	ฟอสไฟต์ไอออน	Mn ²⁺	แมงกานีส (II) ไอออน
PO ₄ ³⁻	ฟอสเฟตไอออน	Mn ³⁺	แมงกานีส (III) ไอออน
ClO ⁻	ไฮโปคลอไรต์ไอออน	Fe ²⁺	ไอรอน (II) ไอออน
ClO ₂ ⁻	คลอไรต์ไอออน	Fe ³⁺	ไอรอน (III) ไอออน
ClO ₃ ⁻	คลอเรตไอออน	Co ²⁺	โคบอลต์ (II) ไอออน
ClO ₄ ⁻	เปอร์คลอเรตไอออน	Co ³⁺	โคบอลต์ (III) ไอออน
NO ₂ ⁻	ไนไตรต์ไอออน	Cu ⁺	คอปเปอร์ (I) ไอออน
NO ₃ ⁻	ไนเตรตไอออน	Cu ²⁺	คอปเปอร์ (II) ไอออน
CN ⁻	ไซยาไนด์ไอออน	Hg ⁺ , Hg ₂ ²⁺	เมอร์คิวรี (I) ไอออน
SCN ⁻	ไธโอไซยาเนตไอออน	Ag ⁺	ซิลเวอร์ ไอออน
CO ₃ ²⁻	คาร์บอเนตไอออน	Pb ²⁺	เลด (II) ไอออน
OH ⁻	ไฮดรอกไซด์ไอออน	Pb ⁴⁺	เลด (VI) ไอออน

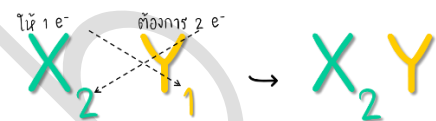
การเขียนสูตรและการอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก

- ① สารประกอบที่มี 2 ธาตุ เขียนธาตุหรือกลุ่มประจุที่เป็นไอออนบวกไว้ข้างหน้า และเขียนธาตุหรือกลุ่มประจุที่เป็นไอออนลบไว้ข้างหลัง เช่น NaCl , CaCO_3 , NH_4Cl , CaCO_3
- ③ กลุ่มประจุบวก หรือ กลุ่มประจุลบ จะมีธาตุมากกว่า 1 ธาตุ ดังนั้นเมื่อเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก ที่ต้องใส่จำนวนจากการไขว้ประจุต้องใส่วงเล็บเสมอ เช่น $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- ③ อ่านชื่อธาตุประจุบวก ตามด้วยประจุลบเปลี่ยนคำลงท้ายเป็น ไ้ด์ เช่นเดียวกับสารประกอบโคเวเลนต์ แต่ไม่ต้องบอกจำนวนอะตอมของธาตุว่ามีกี่อะตอม เช่น BaCl_2 อ่านว่า แบเรียมคลอไรด์
- ④ ถ้าเป็นกลุ่มประจุให้อ่านชื่อกลุ่มประจุโดยตัดคำว่าไอออนออก และถ้ากลุ่มประจุอยู่ตัวหลังให้อ่านชื่อปกติไม่ต้องเปลี่ยนคำลงท้าย เช่น NH_4Cl อ่านว่า แอมโมเนียมคลอไรด์, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ อ่านว่า แบเรียมฟอสเฟต

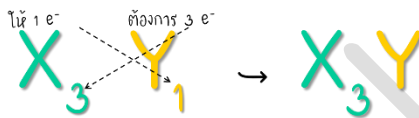
หมู่ 1 กับ หมู่ 7



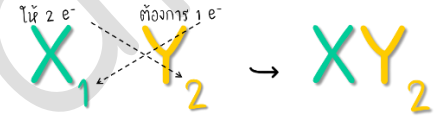
หมู่ 1 กับ หมู่ 6



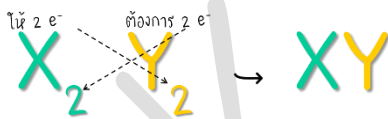
หมู่ 1 กับ หมู่ 5



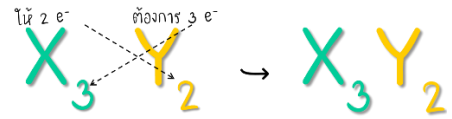
หมู่ 2 กับ หมู่ 7



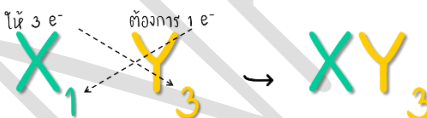
หมู่ 2 กับ หมู่ 6



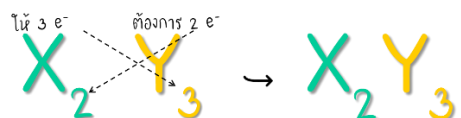
หมู่ 2 กับ หมู่ 5



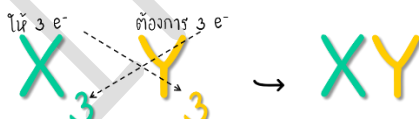
หมู่ 3 กับ หมู่ 7



หมู่ 3 กับ หมู่ 6



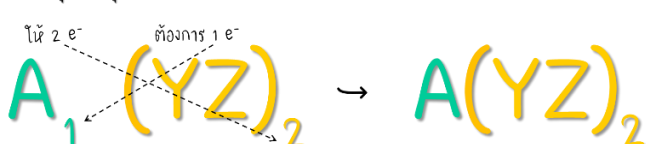
หมู่ 3 กับ หมู่ 5



กลุ่มประจุ +1 กับ หมู่ 7

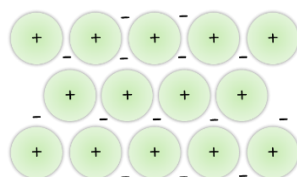


หมู่ 2 กับ กลุ่มประจุ -1



😊 พันธะโลหะ

อะตอมของโลหะเป็นธาตุที่มีค่า EN ต่ำ ทำให้แรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนกับโปรตอนที่อยู่ในนิวเคลียสมีค่าน้อย ทำให้ VE ของแต่ละอะตอมเคลื่อนที่ได้ง่ายและอิสระไปทั่วทั้งก้อนโลหะและเกิดแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโปรตอนกับอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่อิสระทุกทิศทาง เรียกว่าพันธะโลหะ



สมบัติของโลหะ

- ✓ นำไฟฟ้าความร้อนได้ดี เนื่องจากอิเล็กตรอนอิสระเป็นตัวถ่ายโอนพลังงานไฟฟ้าและความร้อนไปทั่วทั้งก้อน
- ✓ จุดเดือดจุดหลอมเหลวสูงมาก เนื่องจากทุกอะตอมยึดกันอย่างแข็งแรงด้วยพันธะโลหะ
- ✓ ตีออกเป็นแผ่นได้ การทุบโลหะซึ่งปกติจัดเรียงตัวกันอย่างเป็นระเบียบเป็นการผลักให้ชั้นของอะตอมชั้นใดออกไป แต่ไม่แยกออกจากกันเนื่องจากมีอิเล็กตรอนอิสระยึดเอาไว้

ตารางสรุปสมบัติของสารประกอบแต่ละชนิด

สมบัติ	โคเวเลนต์		ไอออนิก	โลหะ
	ไม่มีขั้ว	มีขั้ว		
สถานะที่สภาวะปกติ	s, l, g	s, l, g	s	s ยกเว้น Hg (l)
ความเหนียว (สถานะ s)	เปราะ	เปราะ	เปราะ	เหนียว
จุดหลอมเหลว และจุดเดือด	ต่ำ	ต่ำ	สูง	สูง
การนำไฟฟ้า	ไม่นำ	ไม่นำ	ของแข็งไม่นำไฟฟ้า แต่หลอมเหลวแล้วนำไฟฟ้า	นำไฟฟ้าได้ ยกเว้นสถานะแก๊ส (ไอ) ไม่นำไฟฟ้า
การละลายน้ำและการนำไฟฟ้าของสารละลาย	ไม่ละลาย	ละลายน้ำได้ สารละลายส่วนใหญ่ไม่นำไฟฟ้า	มีทั้งละลายน้ำ และไม่ละลายน้ำ ที่ละลายน้ำได้เกิดประจุทำให้นำไฟฟ้า	ไม่ละลายน้ำ แต่โลหะหมู่ IA ทำปฏิกิริยากับน้ำได้ดี และสารละลายที่ได้นำไฟฟ้าได้

ตัวอย่างหนังสือประกอบการเรียนคอร์ส ONET วิทยาศาสตร์ ม.6
เมื่อ น้อง ๆ ซื้อคอร์ส ONET วิทยาศาสตร์ ม.6 น้อง ๆ จะได้รับหนังสือที่
เข้าเล่มสันห่อ ส่งฟรี !!! ถึงบ้านค่ะ
หนังสือประกอบไปด้วยเนื้อหาวิชา เคมี ชีวะ ฟิสิกส์ โลกและดาราศาสตร์ และ
ตัวอย่างข้อสอบ ONET วิทยาศาสตร์ ม.6

INK LAB