
5

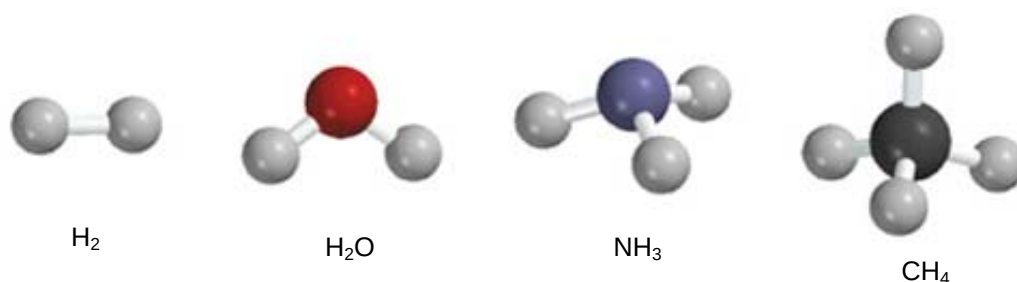
โครงสร้างของสารประกอบและ การเรียกชื่อทางเคมี

- 5.1 เวเลนซ์และเลขออกซิเดชัน
- 5.2 พันธะเคมี
- 5.3 พันธะไอออนิก
- 5.4 พันธะโควาเลนต์
- 5.5 พันธะโคออดิเนตโควาเลนต์
- 5.6 โครงสร้างแบบอิเล็กตรอนจุด
- 5.7 การเขียนสูตรเคมี
- 5.8 ระบบการเรียกชื่อทางเคมี
 - 5.8.1 สารประกอบแบบไบนารีชนิดไอโหะคู่
 - 5.8.2 สารประกอบแบบไบนารีชนิดไอโหะกับไอโหะ
 - 5.8.3 สารประกอบเทอร์นารีและมากกว่า
 - 5.8.4 กรด เบส และเกลือ
 - 5.8.5 ชื่อทางการค้า

บทนำ

สารประกอบ (compounds) คือสารบริสุทธิ์ที่ประกอบขึ้นด้วยธาตุตั้งแต่ 2 ชนิดขึ้นไป รวมกันด้วยอัตราส่วนของจำนวนอะตอมคงที่ สารประกอบที่ได้จะมีสมบัติต่างไปจากอะตอมของธาตุเดิม เช่น ก๊าซคาร์บอนไดออกไซด์ที่เกิดจากอะตอมของคาร์บอน 1 อะตอม จับตัวกับอะตอมของออกซิเจน 2 อะตอม

สัญลักษณ์ของสารประกอบหรือสูตรทางเคมีของสารประกอบ คือ หมู่สัญลักษณ์ของธาตุที่เขียนเพื่อแสดงให้เห็นว่าสารประกอบนั้น ประกอบด้วยธาตุอะไรบ้าง พร้อมทั้งระบุจำนวนอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบเป็นตัวเลขห้อยไว้ที่ท้ายสัญลักษณ์ของธาตุที่เป็นองค์ประกอบนั้น เช่น H_2O เป็นสูตรทางเคมีของน้ำ ประกอบด้วยอะตอมธาตุไฮโดรเจน 2 อะตอม และอะตอมธาตุออกซิเจน 1 อะตอม ดังรูปที่ 5.1 เป็นตัวอย่างของสารประกอบของก๊าซไฮโดรเจน น้ำ แอมโมเนีย และมีเทน



รูปที่ 5.1 ตัวอย่างของสารประกอบชนิดต่างๆ

5.1 เวเลนซ์และเลขออกซิเดชัน

เวเลนซ์ (Valence) หรือ **valency number** เป็นจำนวนพันธะเคมีของอะตอมที่สามารถเกิดพันธะกับอะตอมอื่นได้ เมื่อไฮโดรเจนมีเวเลนซ์เป็นหนึ่งใน เราสามารถที่จะทราบเวเลนซ์ของธาตุอื่นที่เกิดเป็นสารประกอบกับไฮโดรเจนได้ ดังเช่น ไฮโดรคลอไรด์ (HCl) มีอัตราส่วนของธาตุไฮโดรเจนกับธาตุคลอรีนเป็น 1:1 ดังนั้นเวเลนซ์ของคลอรีนจึงมีค่าเป็นหนึ่งใน หรือธาตุอื่นที่เกิดเป็นสารประกอบกับไฮโดรเจน เช่น H_2O NH_3 และ CH_4 ดังรูปข้างต้น ค่าเวเลนซ์ของธาตุอื่น เป็น 2, 3 และ 4 ตามลำดับ

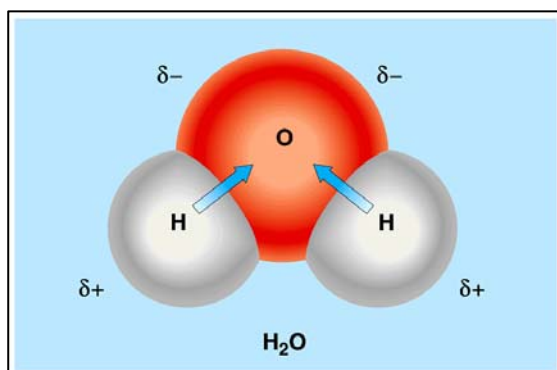
มีธาตุชนิดที่สามารถมีเวเลนซ์ได้หลายค่า ตัวอย่างเช่น ซัลเฟอร์ (S) ปกติมีค่าเวเลนซ์เท่ากับ 2 แต่สำหรับบางสารประกอบของซัลเฟอร์อาจมีเวเลนซ์เป็น 4 หรือ 6 เช่น สารประกอบ SF_4 และ SF_6 ตามลำดับ ดังนั้นจากสูตรโครงสร้างของสารประกอบสามารถทราบค่าเวเลนซ์ของธาตุที่ยังไม่ทราบค่าได้ เช่น กรณีค่าเวเลนซ์ของธาตุไนโตรเจน ในสารประกอบ N_2O , NO , N_2O_3 , N_2O_4 , NO_2 และ N_2O_5 ค่าเวเลนซ์ของธาตุไนโตรเจน เป็น 1, 2, 3, 4 และ 5 ตามลำดับ

เวเลนซ์อิเล็กตรอน (valence electrons) เป็นอิเล็กตรอนที่สามารถเกิดพันธะเคมีกับอะตอมอื่นได้ ซึ่งก็คืออิเล็กตรอนที่อยู่วงนอกสุดของอะตอม ดังนั้นธาตุหมู่ใดจะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับหมู่นั้น เช่น ธาตุหมู่ VIIIA มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8

เลขออกซิเดชัน (Oxidation number) คือค่าประจุของแต่ละอะตอมของธาตุ (ถ้าถือว่าการถ่ายโอนอิเล็กตรอนเกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์) ในโมเลกุล

ในกรณีที่เป็นสารประกอบไอออนิก เลขออกซิเดชันเป็นค่าแสดงประจุของไอออน โดยอะตอมที่ให้อิเล็กตรอนจะมีเลขออกซิเดชันเป็นบวก อะตอมที่รับอิเล็กตรอนจะมีเลขออกซิเดชันเป็นลบ เช่น โซเดียมคลอไรด์ (NaCl) ประกอบด้วยโซเดียมไอออน (Na^+) และคลอไรด์ไอออน (Cl^-) เกิดจากการที่อะตอมของโซเดียมมีการเสียอิเล็กตรอนไปหนึ่งอิเล็กตรอน โซเดียมจึงมีประจุเท่ากับ +1 และคลอรีนได้รับอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน คลอรีนจึงมีประจุเป็น -1 ดังนั้นเลขออกซิเดชันของโซเดียมและคลอรีนในสารประกอบโซเดียมคลอไรด์ จึงมีค่าเท่ากับ +1 และ -1 ตามลำดับ

ในกรณีสารประกอบโควาเลนต์ซึ่งไม่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอนกันระหว่างอะตอม แต่มีการใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันระหว่างอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบ เลขออกซิเดชันจึงเป็นค่าแสดงประจุสมมติของอะตอมของธาตุ ซึ่งสามารถกำหนดเลขออกซิเดชันได้โดยพิจารณาจากค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของอะตอมที่ใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน ธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงกว่าจะดึงดูดอิเล็กตรอนเข้าใกล้นิวเคลียสได้มากกว่า จะแสดงอำนาจขั้วเป็นลบ (δ^-) อะตอมที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่ำกว่าจะแสดงอำนาจขั้วเป็นบวก (δ^+) เช่น น้ำ (H_2O) ออกซิเจนจะแสดงอำนาจขั้วเป็นลบ (δ^-) และ ไฮโดรเจน จะแสดงอำนาจขั้วเป็นบวก (δ^+) ดังรูป



รูปที่ 5.2 แสดงสภาพขั้วของแต่ละอะตอมในโมเลกุลน้ำ

เกณฑ์พิจารณาเลขออกซิเดชัน

1. เลขออกซิเดชันของธาตุอิสระมีค่าเป็นศูนย์ เช่น Fe, Zn, H₂, N₂, O₂, P₄ และ S₈ ต่างมีเลขออกซิเดชันของแต่ละอะตอมเท่ากับศูนย์
2. สำหรับไอออนอะตอมเดี่ยวมีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของไอออนนั้น เช่น Na⁺ มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 O²⁻ มีเลขออกซิเดชันเป็น -2
3. โลหะอัลคาไล (หมู่ IA) มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 เช่น อะตอมของ Li, K และ Na ต่างก็มีเลขออกซิเดชันเป็น +1
4. โลหะอัลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ IIA) มีเลขออกซิเดชันเป็น +2 เช่น Ba มีเลขออกซิเดชันเป็น +2
5. เลขออกซิเดชันของไฮโดรเจน (H) เป็น +1 เช่น H₂O ไฮโดรเจนอะตอมมีเลขออกซิเดชันเป็น +1 ยกเว้นเมื่อไฮโดรเจนของสารประกอบโลหะไฮไดรด์ที่เลขออกซิเดชันเป็น -1 เช่น NaH, LiH, CaH₂ และ AlH₃ เลขออกซิเดชันอะตอมของไฮโดรเจนเป็น -1
6. เลขออกซิเดชันของออกซิเจน (O) ของสารประกอบทุกตัวมีค่าเป็น -2 เช่น H₂O และ CO₂ ยกเว้น สารประกอบเปอร์ออกไซด์ (peroxide) เช่น H₂O₂, Na₂O₂, BaO₂ อะตอมของออกซิเจนจะมีเลขออกซิเดชันเป็น -1 และสารประกอบซูเปอร์ออกไซด์ (superoxide) เช่น Na₂O₂ ออกซิเจนอะตอมมีเลขออกซิเดชันเป็น -1/2
7. อะตอมของฮาโลเจน (หมู่ 7A) ในสารประกอบมีเลขออกซิเดชันเป็น -1 เช่น NaCl และ CaCl₂ คลอรีนมีเลขออกซิเดชันเป็น -1
8. ผลรวมของเลขออกซิเดชันของสารประกอบที่เป็นกลางทางไฟฟ้ามีค่าเป็น 0 เช่น NaCl อะตอมของ Na มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 และ อะตอมของ Cl มีเลขออกซิเดชันเป็น -1 สำหรับ HNO₃ อะตอมของ H มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 อะตอมของ N มีเลขออกซิเดชันเป็น +5 และอะตอมของ O มีเลขออกซิเดชัน เป็น -2
9. สำหรับไอออนที่เป็นกลุ่มของอะตอม (polyatomic ion) ผลรวมของเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของไอออนนั้น เช่น SO₄²⁻ อะตอมของ S มีเลขออกซิเดชันเป็น +6 และอะตอมของ O มีเลขออกซิเดชันเป็น -2 ผลรวมของเลขออกซิเดชัน เป็น (+6) + 4(-2) = -2 สำหรับไฮดรอกไซด์ (OH⁻) เลขออกซิเดชันของอะตอมของออกซิเจน เป็น -2 และอะตอมของไฮโดรเจน เป็น +1 ดังนั้น
10. เลขออกซิเดชันของอลูมิเนียม (Al) เป็น +3

จากเกณฑ์ดังกล่าวข้างต้น ทำให้สามารถคำนวณหาค่าเลขออกซิเดชันของ
อะตอมธาตุที่ยังไม่ทราบค่าได้

ตัวอย่างที่ 1 จงหาเลขออกซิเดชันของ Mn ในสารประกอบ KMnO_4

$$\text{ผลรวมเลขออกซิเดชันของ } \text{KMnO}_4 = 0$$

$$\text{K} + \text{Mn} + 4(\text{O}) = 0$$

$$(+1) + \text{Mn} + 4(-2) = 0$$

$$\text{Mn} = (+8) - 1$$

$$= +7$$

ตัวอย่างที่ 2 จงหาเลขออกซิเดชันของ Cr ในสารประกอบ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$$\text{ผลรวมเลขออกซิเดชันของ } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 0$$

$$2\text{K} + 2\text{Cr} + 7(\text{O}) = 0$$

$$2(+1) + 2\text{Cr} + 7(-2) = 0$$

$$2\text{Cr} = (+14) - 2$$

$$\text{Cr} = +6$$

5.2 พันธะเคมี (Chemical bonds)

เมื่ออะตอมรวมตัวกันเกิดเป็นสารประกอบชนิดต่างๆ แต่ละอะตอมจะถูกยึด
เหนี่ยวภายในโมเลกุลด้วยพันธะเคมี ดังนั้นนิยามของพันธะเคมี คือ แรงยึดเหนี่ยวระหว่าง
อะตอมต่างๆ เพื่อให้เกิดเป็นโมเลกุลของสารประกอบ พบว่าพันธะเคมีที่สำคัญ ได้แก่

1. พันธะไอออนิก (Ionic bond)
2. พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond)
3. พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (Coordinate covalent bond)

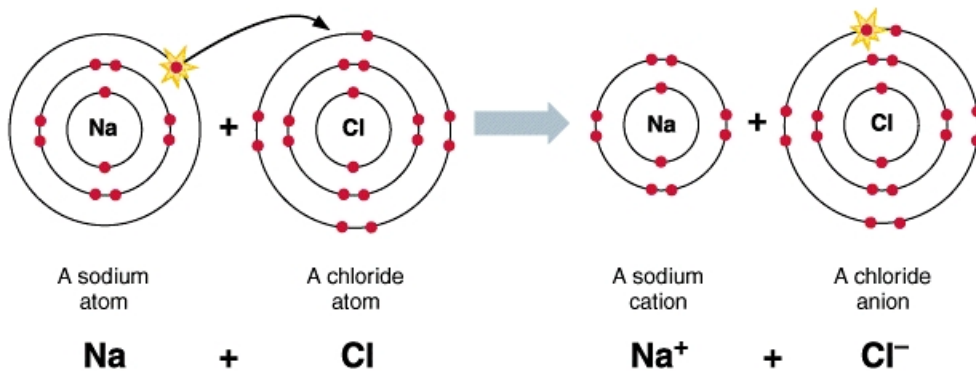
แรงยึดเหนี่ยวดังกล่าว จะเกี่ยวข้องกับอิเล็กตรอนที่อยู่วงนอกสุดของอะตอม
อะตอมต่างๆ เมื่อรวมตัวเป็นสารประกอบต้องอยู่ในสภาพที่มีความเสถียรมากกว่าอยู่ในสภาพ
อะตอมอิสระ ลักษณะโครงสร้างที่เสถียรต้องมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอมได้เช่นเดียวกับ
ก๊าซเฉื่อย ซึ่งพบว่าอิเล็กตรอนที่อยู่วงนอกสุดต้องครบจำนวนแปดอิเล็กตรอน หรือที่เรียกว่า
เป็นไปตาม “กฎออกเตต”

ธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ครบ 8 ในธรรมชาติจะไม่สามารถอยู่เป็นอะตอมเดี่ยวๆได้ ซึ่งแสดงว่าไม่เสถียร ต้องรวมกันเป็นโมเลกุลซึ่งอาจจะมี 2 อะตอมหรือมากกว่า การที่อะตอมของธาตุต่างๆ รวมตัวกันด้วยสัดส่วนที่ทำให้เวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 นี้ นักวิทยาศาสตร์ได้ตั้งเป็นกฎขึ้นเรียกว่า กฎออกเตต การรวมกันของอะตอมให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 อาจมีได้หลายลักษณะ เช่น

1. อะตอมใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่ๆ จะเกิด **"พันธะโควาเลนต์"**
2. อะตอม ให้หรือรับอิเล็กตรอน จะเกิดเป็น **"พันธะไอออนิก"**
3. อะตอมใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันทั้งก้อน จะเกิดเป็น **"พันธะโลหะ"**

5.3 พันธะไอออนิก (Ionic bonds)

พันธะไอออนิก เป็นพันธะที่เกิดขึ้นจากการที่อะตอมมีการให้และรับอิเล็กตรอนจากอะตอมอื่น สารประกอบที่เกิดจากพันธะลักษณะนี้ เรียกว่า **สารประกอบไอออนิก** เช่น สารประกอบโซเดียมคลอไรด์ (NaCl) ดังรูปที่ 5.3 อะตอมโซเดียมสูญเสีย 1 อิเล็กตรอนในวงนอกสุด ให้กับอะตอมคลอรีน ทำให้โซเดียมมีอิเล็กตรอนวงนอกครบแปด กลายเป็นโซเดียมไอออนบวกหนึ่ง และคลอรีนที่รับหนึ่งอิเล็กตรอน



Copyright 1998 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

รูปที่ 5.3 แสดงการรวมตัวเกิดเป็นสารประกอบไอออนิกโซเดียมคลอไรด์

สารประกอบไอออนิกที่เกิดจากอะตอมของธาตุมารวมกันนั้น จะได้สารประกอบที่มีสมบัติแตกต่างไปจากเดิม เช่น โลหะโซเดียมที่เป็นของแข็งรวมตัวกับก๊าซคลอรีน (ก๊าซมีพิษ สีเขียวอ่อน) เกิดเป็นผลึกของสารประกอบโซเดียมคลอไรด์ ที่ละลายน้ำ รับประทานได้ จะเห็นได้ว่าสมบัติของสารประกอบไอออนิกดังกล่าวเปลี่ยนไปจากเดิมมาก ดังรูปที่ 5.4



รูปที่ 5.4 แสดงการรวมตัวเกิดเป็นสารประกอบไอออนิกโซเดียมคลอไรด์

ตารางที่ 5.1 แสดงไอออนอะตอมของธาตุต่างๆ

1A																	7A	8A
H ⁺	2A											3A	4A	5A	6A	H ⁻		
Li ⁺														N ³⁻	O ²⁻	F ⁻		
Na ⁺	Mg ²⁺	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻			
K ⁺	Ca ²⁺		Ti ⁴⁺		Cr ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺					Br ⁻			
					Cr ³⁺		Fe ³⁺	Co ³⁺		Cu ²⁺	Zn ²⁺							
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺								
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺							
											Hg ²⁺							
												Pb ²⁺	Bi ³⁺					
														Te ²⁻	I ⁻			

Metals

Transition metals

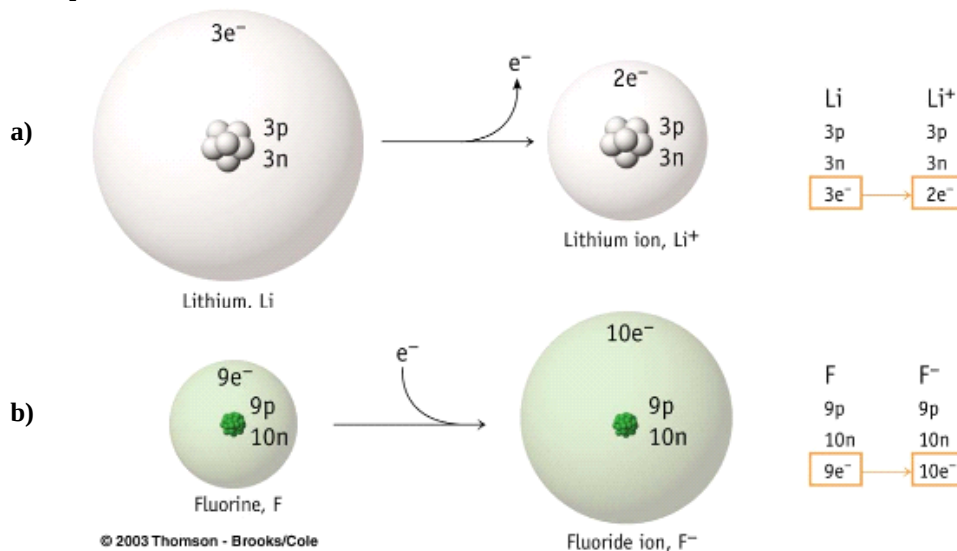
Metalloids

Nonmetals

© 2003 Thomson - Brooks/Cole

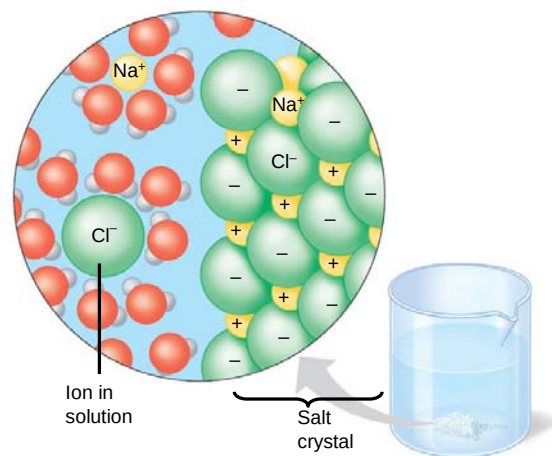
พันธะชนิดนี้มักเกิดขึ้นระหว่างโลหะกับอโลหะ โดยปกติอะตอมที่มีโอกาสสูญเสียอิเล็กตรอนวงนอกสุด กลายเป็นแคทไอออน (ไอออนบวก) จะเป็นอะตอมของโลหะที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1, 2 หรือ 3 ส่วนอะตอมที่มีแนวโน้มในการให้อิเล็กตรอนวงนอกสุด จน

สำหรับรูปที่ 5.5 อะตอมลิเทียม (ธาตุหมู่ 1A) เป็นลิเทียมแคโทไอออนและอะตอมฟลูออรีน (ธาตุหมู่ 7A) เป็นฟลูออไรด์ แอนไอออน

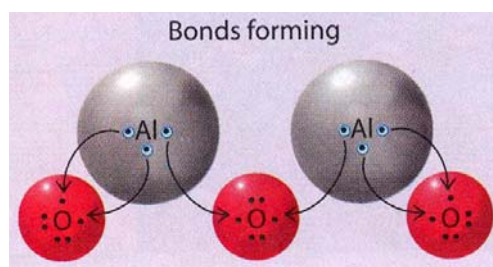


รูปที่ 5.5 แสดงการเกิดเป็นไอออน a) ลิเทียมแคโทไอออน b) ฟลูออไรด์แอนไอออน

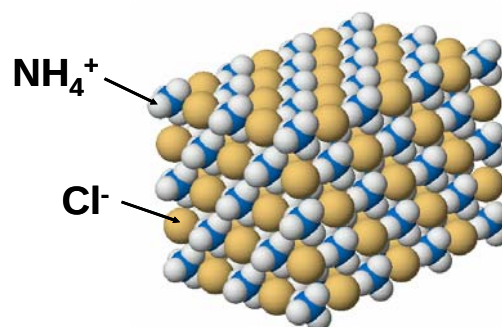
สารประกอบไอออนิกบางชนิดละลายน้ำได้ดีและบางชนิดไม่ละลายน้ำ การที่สารประกอบไอออนิกละลายน้ำได้เนื่องจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของน้ำกับไอออนมีค่ามากกว่าแรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนบวกกับไอออนลบ เช่น เมื่อน้ำโซเดียมคลอไรด์มาละลายในน้ำ แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของน้ำกับโซเดียมไอออน และน้ำกับคลอไรด์ไอออนมีค่าสูงกว่าแรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนทั้งสอง โซเดียมคลอไรด์จึงละลายน้ำได้ เมื่อไอออนเหล่านี้หลุดออกจากโครงสร้างเดิม แต่ละไอออนจะถูกล้อมรอบด้วยโมเลกุลของน้ำหลายๆโมเลกุล โดยน้ำจะหันขั้วที่มีประจุตรงกันข้ามเข้าไอออนที่ล้อมรอบ ดังรูปที่ 5.6 และเมื่อละลายน้ำแล้วสามารถที่จะนำไฟฟ้าได้



รูปที่ 5.6 แสดงการละลายในน้ำของสารประกอบโซเดียมคลอไรด์



รูปที่ 5.7 แสดงการรวมตัวเกิดเป็นสารประกอบอลูมิเนียมออกไซด์ (Al_2O_3)



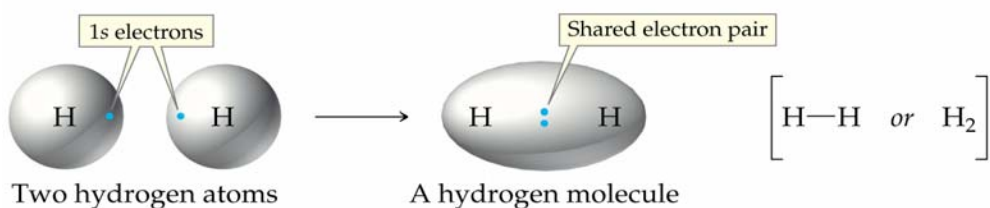
รูปที่ 5.8 แสดงโครงสร้างของสารประกอบแอมโมเนียมคลอไรด์ (NH_4Cl)

5.4 พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond)

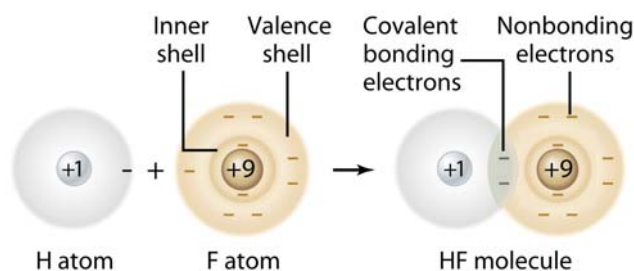
พันธะโควาเลนต์คือพันธะที่เกิดจากอะตอมของธาตุต่างๆ มารวมกัน โดยการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตต อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกัน เรียกว่า **อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ** สำหรับสารประกอบที่เกิดจากแรงยึดเหนี่ยวด้วยพันธะโควาเลนต์ เรียกว่า **สารประกอบโควาเลนต์** พันธะโควาเลนต์มักเกิดขึ้นระหว่างอะตอมของอโลหะกับอโลหะ เช่น Cl_2 , H_2 , HF แต่อย่างไรก็ตามพบว่ามีสารประกอบโควาเลนต์บางชนิดเกิดพันธะระหว่างอะตอมโลหะกับอโลหะหรือกึ่งโลหะบางชนิด เช่น BeCl_2 , HgCl_2 , BCl_3 , SiO_2

ชนิดของพันธะโควาเลนต์ แบ่งออกเป็น 3 ประเภท คือ

1. พันธะเดี่ยว (single bond) เกิดจากอะตอมใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่ เช่น พันธะระหว่างอะตอม H กับธาตุในหมู่ 7 ได้แก่ F, Cl, Br, I, At หรือ ธาตุหมู่ 7 กับอโลหะอื่นๆ เช่น H_2 (H-H) และ HF (H-F)

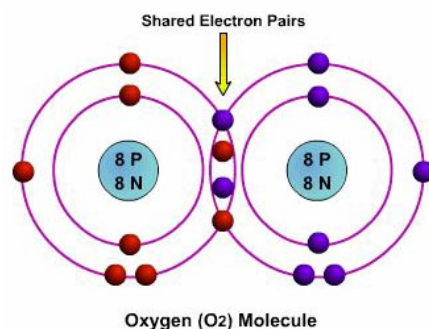


รูปที่ 5.9 โมเลกุลของไฮโดรเจน (H_2) เกิดจากอะตอมไฮโดรเจน 2 อะตอม ที่ใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่



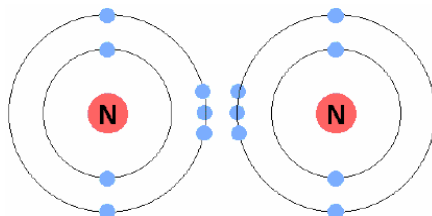
รูปที่ 5.10 โมเลกุลไฮโดรเจนฟลูออไรด์ (HF) อะตอมฟลูออรีนมีอิเล็กตรอนครบแปดวงนอกสุด

2. พันธะคู่ (double bond) เกิดจากการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 2 คู่ พันธะคู่เขียนแทนด้วย = เช่น O_2 ($\text{O}=\text{O}$) หรือ CO_2



รูปที่ 5.11 โมเลกุลของออกซิเจน (O₂) เกิดจากอะตอมออกซิเจน 2 อะตอม ที่ใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 2 คู่

3. พันธะสาม (triple bond) เกิดจากการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่ พันธะสามเขียนแทนด้วย $\equiv$ เช่น N₂ (N $\equiv$ N)



รูปที่ 5.12 โมเลกุลของไนโตรเจน (N₂) เกิดจากอะตอมไนโตรเจน 2 อะตอม ที่ใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่

สมบัติทั่วไปของสารประกอบโควาเลนต์

1. เกิดจากการรวมตัวของอะตอมของอโลหะกับอโลหะ (ธาตุที่มี EN สูง หรือ IE สูง) โดยมีการใช้วาเลนซ์ร่วมกัน หรือ กิ่งอโลหะกับอโลหะ : BCl₃ SiO₂ (B, Si) หรือ โลหะ กับ อโลหะ : HgCl₂ BeCl₂ (Hg, Be)

2. มีสถานะทั้งของแข็ง ของเหลวและก๊าซ สำหรับของเหลวและของแข็ง จะมีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวต่ำ เพราะแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลมีค่าน้อย มีความดันไอสูง ไม่นำไฟฟ้าทั้ง ของแข็ง ของเหลว และก๊าซ

3. มีสูตรโมเลกุลและมีทิศทางพันธะในโมเลกุลแน่นอน จึงทำให้มีรูปร่างโมเลกุลที่แน่นอน

4. โมเลกุลที่มีขั้ว จะละลายในตัวทำละลายที่มีขั้ว (ตัวทำละลายมีขั้ว เช่น H₂O) โมเลกุลที่ไม่มีขั้ว จะละลายในตัวทำละลายที่ไม่มีขั้ว (ตัวทำละลายไม่มีขั้ว C₆H₆, C₃H₅CH₃, CCl₄)

- สารประกอบโควาเลนต์ที่มีขั้วบางชนิดละลายน้ำแล้วแตกตัวเป็นไอออนและนำไฟฟ้า : HCl , NH_3
- สารประกอบโควาเลนต์ที่มีขั้วบางชนิดละลายน้ำแล้วไม่แตกตัวให้ไอออนและไม่นำไฟฟ้า : $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, กลูโคส

5. เกิดปฏิกิริยาช้า เนื่องจากพลังงานพันธะมีค่ามาก คือมีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมในโมเลกุลมาก

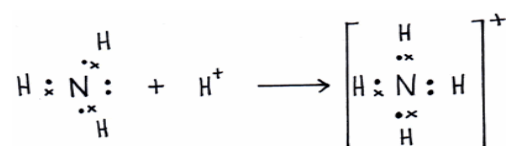
5.5 พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (Coordinate covalent bonds)

พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ เป็นพันธะที่เกิดจากอะตอม 2 อะตอม ต่างชนิดกันใช้อิเล็กตรอนคู่หนึ่งร่วมกันโดยอะตอมหนึ่งเป็นฝ่ายให้อิเล็กตรอนคู่นั้น ส่วนอีกอะตอมหนึ่งเป็นฝ่ายรับอิเล็กตรอนคู่นั้น แล้วอะตอมทั้งสองยังคงใช้อิเล็กตรอนคู่นั้นร่วมกัน เพื่อให้ทุกอะตอมในโมเลกุลหรือไอออนเป็นไปตามกฎออกเตต หรือเสถียรที่สุด ดังรูปที่ 5.13

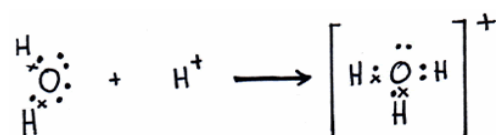


รูปที่ 5.13 แสดงการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์

ดังเช่น พันธะระหว่าง N-H ในแอมโมเนียมไอออน (NH_4^+)



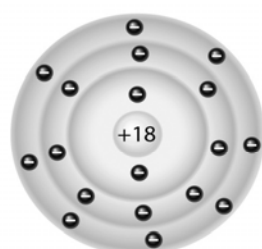
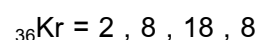
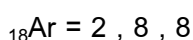
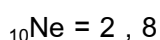
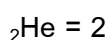
และ พันธะระหว่าง O-H ในไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+)



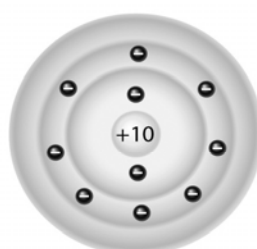
5.6 โครงสร้างแบบจุด (Electron-dot structure)

โครงสร้างแบบจุด หรือ โครงสร้างลิวอิส (Lewis structure) เป็นโครงสร้างที่ใช้อธิบายการเกิดพันธะ โดยใช้จุดแทนอิเล็กตรอนที่อยู่วงนอกสุดของอะตอม ที่นำสร้างพันธะ โดยการนำเอาอิเล็กตรอนนั้นมาใช้ร่วมกัน หรือการให้/รับอิเล็กตรอนของอะตอมทั้งสองอะตอมให้เป็นไปตามกฎออกเตต

กฎออกเตต (Octet rule) จากการศึกษาเกี่ยวกับธาตุก๊าซเฉื่อย เช่น He Ne Ar และ Kr พบว่าเป็นธาตุอะตอมเดี่ยว คือในหนึ่งโมเลกุลของก๊าซเฉื่อยมีเพียง 1 อะตอม แสดงว่าเป็นธาตุที่เสถียรมาก ทำให้นักวิทยาศาสตร์สนใจที่จะค้นคว้าถึงเหตุผลที่ทำให้ธาตุเฉื่อยมีความเสถียร และจากการศึกษาโครงสร้างอะตอมของธาตุเฉื่อยมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกสุดเหมือนกัน คือมี 8 อิเล็กตรอน (ยกเว้น He มี 2 อิเล็กตรอน) เช่น



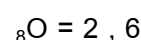
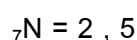
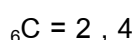
(a) Argon



(b) Neon

รูปที่ 5.14 การจัดเรียงอิเล็กตรอนครบแปดของ (a) อาร์กอน และ (b) นีออน

ส่วนธาตุหมู่อื่นมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานชั้นนอกสุด ไม่ครบ 8 เช่น



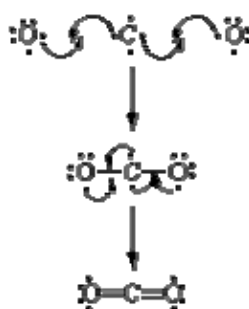
การเขียนสัญลักษณ์ของอิเล็กตรอนโดยใช้จุด (●) แทนอิเล็กตรอนที่อยู่ในวงนอกสุด จะเหมาะสมสำหรับธาตุเรพรีเซนเตทีฟ (หมู่ 1A-8A) ดังรูปที่ 5.15

Group 1A	Group 2A	Group 3A	Group 4A	Group 5A	Group 6A	Group 7A	Group 8A
H•							He:
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K•	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•

รูปที่ 5.15 การเขียนสัญลักษณ์แทนอิเล็กตรอนวงนอกสุด

หลักการเขียนสูตรโครงสร้างแบบจุด

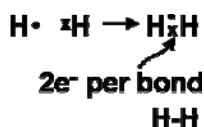
1. ให้เขียนอะตอมทั้งหมดให้อะตอมที่เกิดพันธะกันอยู่ใกล้กัน
2. หาจำนวนวาเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด คือ ผลรวมของวาเลนซ์อิเล็กตรอนของทุกอะตอมและให้พิจารณาไอออนบวก ซึ่งต้องนำจำนวนประจุไปลบออก ไอออนลบ ซึ่งต้องนำจำนวนประจุไปเพิ่ม
3. ใส่จุดแทนวาเลนซ์อิเล็กตรอน รอบอะตอมเป็นคู่ ๆ โดยจัดให้แต่ละอะตอม มีจำนวนอิเล็กตรอนล้อมรอบครบ 8 ตัว (ยกเว้น H = 2 Be = 4 B = 6)
4. ในกรณีที่ใช้วาเลนซ์อิเล็กตรอนจนหมดแล้ว แต่อะตอมยังไม่ครบ 8 ตัว อาจหมายความว่าต้องมีพันธะคู่ หรือพันธะสามเกิดขึ้นในโมเลกุล เช่น ในกรณีของคาร์บอนไดออกไซด์ ที่อะตอมคาร์บอนและออกซิเจน ย่อมมีอิเล็กตรอนรอบอะตอมไม่ครบแปด แต่เมื่อเกิดเป็นพันธะคู่ ก็จะมีอิเล็กตรอนครบแปด



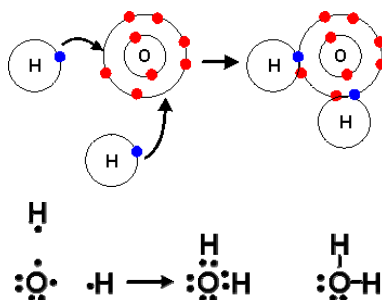
5. กรณีที่มีอะตอม 3 ตัว อะตอมที่จะต้องอยู่ตำแหน่งกลาง คือ อะตอมที่มีอิเล็กตรอนกะติวิตีต่ำ

เพื่อความสะดวกจึงเขียนพันธะที่แทนด้วยจุด 2 จุด หรือหนึ่งเส้น (—)

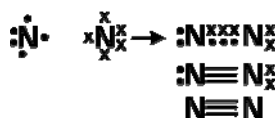
เช่น การเขียนโมเลกุลของไฮโดรเจน (H_2)



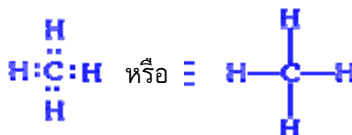
โมเลกุลของน้ำ (H_2O) มีสูตรโครงสร้างแบบจุดเป็น



และ โมเลกุลของไนโตรเจน (N_2)



และ โมเลกุลของก๊าซมีเทน (Methane, CH_4)



5.7 การเขียนสูตรเคมี (Writing Chemical Formulas)

อะตอมของธาตุต่างๆ มีสัญลักษณ์เขียนแทนธาตุ การที่อะตอมมารวมกันกลายเป็นโมเลกุล ก็ย่อมจะมีสัญลักษณ์เขียนแทนโมเลกุลเช่นกันเรียกว่า **สูตรเคมี** ที่ประกอบด้วยกลุ่มของธาตุที่บอกให้ทราบว่าโมเลกุลหนึ่งประกอบด้วยธาตุอะไรบ้าง

สูตรเคมี แบ่งได้ออกเป็น 3 ชนิดด้วยกันคือ

1) สูตรโมเลกุล (molecular formulas) เป็นสูตรเคมีที่แสดงว่าโมเลกุลหนึ่งของสารประกอบ ซึ่งประกอบด้วยอะตอมของธาตุใดบ้าง อย่างละกี่อะตอม ใช้สำหรับสารที่ทราบแน่นอนว่า 1 โมเลกุลมีธาตุต่างๆ เท่าใด ได้แก่ สารประกอบโควาเลนต์ เช่น

H_2O น้ำ (H 2 อะตอม และ O 1 อะตอม)

H_2O_2 ไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์ (H 2 อะตอม และ O 2 อะตอม)

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ น้ำตาลเฮกโซส (C 6 อะตอม H 12 อะตอม และ O 6 อะตอม)

2) สูตรเอมพิริคัล (empirical formulas) เป็นสูตรเคมีที่แสดงถึงอัตราส่วนอย่างต่ำที่สุดของอะตอมที่เป็นองค์ประกอบของโมเลกุลหนึ่ง ๆ เป็นสูตรเคมีที่แสดงถึงอัตราส่วนอย่างต่ำที่สุดของอะตอมที่เป็นองค์ประกอบของโมเลกุลหนึ่ง ๆ เช่น

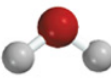
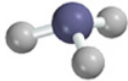
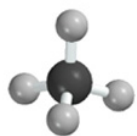
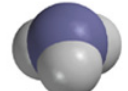
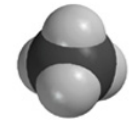
H_2O เป็นสูตรเอมพิริคัลของน้ำ

HO เป็นสูตรเอมพิริคัลของไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์

CH_2O เป็นสูตรเอมพิริคัลของน้ำตาลกลูโคส

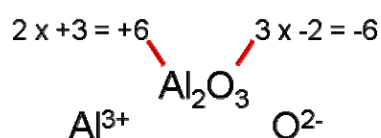
สูตรเอมพิริคัลใช้สำหรับสารที่ไม่ทราบแน่ชัดว่า 1 โมเลกุลมีขอบเขตตรงไหน ได้แก่ สารประกอบไอออน

3) สูตรโครงสร้าง (structural formulas) เป็นสูตรเคมีที่แสดงถึงการเกิดพันธะในโมเลกุลหนึ่ง ๆ ว่าประกอบด้วยพันธะอะไรบ้าง อะตอมใดเกิดพันธะกับอะตอมใด การเขียนสูตรโครงสร้างจะมี 2 ลักษณะคือ การเขียนสูตรโครงสร้างเป็นระนาบ 2 มิติ (โครงสร้างแบบจุดและแบบเส้น) และการเขียนสูตรโครงสร้างในปริภูมิ 3 มิติ

	Hydrogen	Water	Ammonia	Methane
Molecular formula	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Structural formula	$\text{H}-\text{H}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Ball-and-stick model				
Space-filling model				

รูปที่ 5.16 การเขียนสูตรโมเลกุลและสูตรโครงสร้างของสารประกอบ : ไฮโดรเจน น้ำ แอมโมเนีย มีเทน

สำหรับสารประกอบไอออนิก (ionic compounds) ประกอบด้วยแคทไอออน (ประจุบวก) และแอนไอออน (ประจุลบ) โดยที่ผลรวมของประจุของแคทไอออนและแอนไอออน



รูปที่ 5.17 สารประกอบอลูมิเนียมออกไซด์ (Al_2O_3)

แคทไอออน ปกติมักจะเป็นโลหะไอออน มักมีชื่อเรียกตามชื่อธาตุนั้น ดังตารางที่ 5.2 ส่วนแอนไอออน มักอยู่หลายชนิด อาจเป็นอโลหะหรือโมเลกุล ดังตารางที่ 5.3

ตารางที่ 5.2 แคทไอออน พร้อมสูตรแคทไอออนและชื่อ

Common Name	Formula	Historic Name
Aluminum	Al^{3+}	
Ammonium	NH_4^+	
Barium	Ba^{2+}	
Beryllium	Be^{2+}	
Caesium	Cs^+	
Calcium	Ca^{2+}	
Chromium(II)	Cr^{2+}	Chromous
Chromium(III)	Cr^{3+}	Chromic
Chromium(VI)	Cr^{6+}	Chromyl
Cobalt(II)	Co^{2+}	Cobaltous
Cobalt(III)	Co^{3+}	Cobaltic
Copper(I)	Cu^+	Cuprous
Copper(II)	Cu^{2+}	Cupric
Helium	He^{2+}	(Alpha particle)
Hydrogen	H^+	(Proton)
Hydronium	H_3O^+	
Iron(II)	Fe^{2+}	Ferrous
Iron(III)	Fe^{3+}	Ferric
Lead(II)	Pb^{2+}	Plumbous
Lead(IV)	Pb^{4+}	Plumbic
Lithium	Li^+	
Magnesium	Mg^{2+}	
Manganese(II)	Mn^{2+}	Manganous
Manganese(III)	Mn^{3+}	Manganic

Common Name	Formula	Historic Name
Manganese(IV)	Mn ⁴⁺	Manganyl
Manganese(VII)	Mn ⁷⁺	
Mercury(I)	Hg ₂ ²⁺	Mercurous
Mercury(II)	Hg ²⁺	Mercuric
Nickel(II)	Ni ²⁺	Nickelous
Nickel(III)	Ni ³⁺	Nickelic
Nitronium	NO ₂ ⁺	
Potassium	K ⁺	
Silver	Ag ⁺	
Sodium	Na ⁺	
Strontium	Sr ²⁺	
Tin(II)	Sn ²⁺	Stannous
Tin(IV)	Sn ⁴⁺	Stannic
Zinc	Zn ²⁺	

ตารางที่ 5.3 แอนไอออน พร้อมสูตรแอนไอออนและชื่อ

Formal Name	Formula	Alt. Name
แอนไอออนจากโลหะ		
(Electron)	e ⁻	
Arsenide	As ³⁻	
Bromide	Br ⁻	
Chloride	Cl ⁻	
Fluoride	F ⁻	
Hydride	H ⁻	
Iodide	I ⁻	
Nitride	N ³⁻	
Oxide	O ²⁻	
Phosphide	P ³⁻	
Sulfide	S ²⁻	
Peroxide	O ₂ ²⁻	
ออกไซด์แอนไอออน		
Arsenate	AsO ₄ ³⁻	
Arsenite	AsO ₃ ³⁻	
Borate	BO ₃ ³⁻	
Bromate	BrO ₃ ⁻	
Hypobromite	BrO ⁻	

Carbonate	CO_3^{2-}	
Hydrogen Carbonate	HCO_3^-	Bicarbonate
Chlorate	ClO_3^-	
Perchlorate	ClO_4^-	
Chlorite	ClO_2^-	
Hypochlorite	ClO^-	
Chromate	CrO_4^{2-}	
Dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	
Iodate	IO_3^-	
Nitrate	NO_3^-	
Nitrite	NO_2^-	
Phosphate	PO_4^{3-}	
Hydrogen Phosphate	HPO_4^{2-}	
Dihydrogen Phosphate	H_2PO_4^-	
Phosphite	PO_3^{3-}	
Sulfate	SO_4^{2-}	
Thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	
Hydrogen Sulfate	HSO_4^-	Bisulfate
Sulfite	SO_3^{2-}	
Hydrogen Sulfite	HSO_3^-	Bisulfite
แอนไอออนจากกรดอินทรีย์		
Acetate	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	
Formate	HCO_2^-	
Oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	
Hydrogen Oxalate	HC_2O_4^-	Bioxalate
แอนไอออนอื่นๆ		
Hydrogen Sulfide	HS^-	Bisulfide
Telluride	Te^{2-}	
Amide	NH_2^-	
Cyanate	OCN^-	
Thiocyanate	SCN^-	
Cyanide	CN^-	
Hydroxide	OH^-	
permanganate	MnO_4^-	

สรุปการเรียกชื่อของแอนไอออนและออกซีแอนไอออน

แอนไอออนลงท้ายด้วย -ide

Simple anion
ide
(chloride, Cl^-)

ถ้าแอนไอออนของธาตุนั้น เกิดได้ 2 ออกซีแอนไอออน ลงท้ายด้วย -ite และ -ate

Form with *less* oxygen
ite ion
 NO_2^- (nitrite ion)

Form with *more* oxygen
ate ion
 NO_3^- (nitrate ion)

ถ้าแอนไอออนของธาตุนั้น เกิดได้มากกว่า 2 ออกซีแอนไอออน

hypo _____ ite
(hypochlorite, ClO_2^-)

_____ ite
(chlorite, ClO_2^-)

_____ ate
(chlorate, ClO_3^-)

per _____ ate
(perchlorate, ClO_4^-)

5.8 ระบบเรียกชื่อทางเคมี (Chemical Nomenclature)

เนื่องจากสารเคมีที่มีอยู่บนโลกมีหลายชนิด มีหลายสาขาในวิทยาศาสตร์ที่ต่างก็จำเป็นต้องใช้สารเคมี ดังนั้นการเรียกชื่อสารเคมีจึงจำเป็นต้องทำให้มีความเข้าใจที่สอดคล้องกันในสิ่งเดียวกันให้เหมือนกัน ว่าประกอบด้วยส่วนประกอบใดบ้าง แต่เดิมการตั้งชื่อสารประกอบมักเป็นการตั้งชื่อสามัญ (common name) ซึ่งตั้งขึ้นตามความเหมาะสมของการพบสารนั้น เช่น

Na_2SO_4 เรียกว่า Glauber's salt ให้เกียรติแก่ J. F. Glauber ซึ่งเป็นผู้ค้นพบ

NH_4Cl เรียกว่า sal ammoniac มีรากศัพท์มาจากภาษาลาติน

$\text{C}_6\text{H}_4(\text{HO})\text{COOCH}_3$ (methyl salicylate) เรียกว่า oil of wintergreen

SbCl_3 เรียกว่า butter of antimony ตามลักษณะทางกายภาพที่พบ

ต่อมา สตีอก (Alfred Stock) ชาวเยอรมันได้กำหนดระบบการตั้งชื่อขึ้นมาเรียกว่า ระบบชื่อของสตีอก (Stock System) ปัจจุบันมีการตั้งชื่อสารระบบใหม่ซึ่งกำหนดขึ้นโดยคณะกรรมการสหภาพ เคมีบริสุทธิ์และเคมีประยุกต์สากล เรียกว่า ระบบ IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) หรือ IUPAC names นอกจากนี้ยังมีการกำหนดชื่อดรรชนี (Index names) ที่บันทึกโดย Chemical Abstracts Service (CAS)

ระบบ IUPAC ในทางเคมีแล้ว จะแบ่งการเรียกชื่อสารประกอบตามประเภทของสารประกอบ คือ สารประกอบอินทรีย์และสารประกอบอนินทรีย์ ในบทนี้ขอกล่าวเฉพาะการเรียกชื่อสำหรับสารประกอบอนินทรีย์ก่อน โดยแบ่งออกเป็น

1. สารประกอบไบนารี ประกอบด้วยอะตอมของธาตุสองชนิด
2. สารประกอบเทอร์นารี ประกอบด้วยอะตอมของธาตุสามชนิด
3. สารประกอบโพลิอะตอมมิก ประกอบด้วยอะตอมของธาตุหลายธาตุ
4. สารประกอบพวกรด เบส และเกลือ

5.8.1 สารประกอบไบนารีชนิดโลหะคู่

สารประกอบที่เกิดจากโลหะรวมกับโลหะ เป็นสารประกอบโคเวเลนต์ พบว่าโลหะที่เขียนไว้ข้างหน้ามีความเป็นโลหะมากกว่า แสดงค่าเลขออกซิเดชันเป็นบวกและมีหลายค่า สามารถเกิดเป็นสารประกอบได้หลายอย่าง ดังนั้นการตั้งชื่อสารประเภทนี้จะต้องระบุจำนวนอะตอมของธาตุด้วยจำนวนนับภาษากรีกไว้ข้างหน้า คือ

โมนอ (mono) - 1	เฮกซะ (hexa) - 6
ได (di) - 2	เฮปตะ (hepta) - 7
ไตร (tri) - 3	ออกตะ (octa) - 8
เตตระ (tetra) - 4	โนนะ (nona) - 9
เพนตะ (penta) - 5	เดกคะ (deca) - 10

แต่กรณี 1 อะตอม มักจะเรียกชื่อธาตุนั้นโดยไม่ต้องมีคำว่า mono นำหน้า (ยกเว้นถ้าต้องการจะเน้นจึงจะใส่ mono นำหน้า) การเรียกชื่อสารให้ระบุจำนวนอะตอมแรกตามด้วยชื่ออะตอมแรก ตามด้วยจำนวนอะตอมที่สองและชื่ออะตอมที่สอง ลงท้ายด้วยเสียง ไอด์-ide เช่น

NO_2 เรียกว่า nitrogen **dioxide**

N_2O_4 เรียกว่า **dinitrogen tetroxide**

PCl_3 เรียกว่า phosphorus **trichloride**

PCl_5 เรียกว่า phosphorus **pentachloride**

CO เรียกว่า carbon **monoxide** (เพราะต้องการเน้นว่ามี O 1 อะตอม)

C_2O เรียกว่า carbon dioxide (เพราะต้องการเน้นว่ามี O 1 อะตอม)

Cl_2O_7 เรียกว่า dichlorine heptoxide

5.8.2 สารประกอบไบนารีชนิดโลหะกับโลหะ

สารประกอบ ไบนารีของโลหะรวมกับโลหะ พบว่าให้เรียกชื่อโลหะก่อน แล้วตามด้วยอโลหะ ถ้าโลหะที่มีเลขออกซิเดชันค่าเดียว จะให้สารประกอบเพียงสารเดียว การเรียกชื่อสารให้เรียกชื่อธาตุแรกตามด้วยชื่อของอโลหะลงท้ายด้วย “ไอด์, -ide” เช่น

NaF เรียกว่า sodium fluoride

$NaCl$ เรียกว่า sodium chloride

LiF เรียกว่า lithium fluoride

CaO เรียกว่า calcium oxide

KN_3 เรียกว่า sodium azide

K_2S เรียกว่า potassium sulfide

CaF_2 เรียกว่า calcium fluoride

$CaTe$ เรียกว่า calcium telluride

ธาตุที่เป็นโลหะมีเลขออกซิเดชันหลายค่า จะเกิดสารประกอบได้หลายชนิด การเรียกชื่อสารให้เรียกชื่อโลหะตามด้วย (เลขออกซิเดชันที่โลหะนั้นแสดง) และตามด้วยชื่อธาตุที่สอง ซึ่งลงท้ายด้วยเสียง - ide เช่น

Cu_2O เรียกว่า copper (I) oxide

CuO เรียกว่า copper (II) oxide

$FeCl_2$ เรียกว่า iron (II) chloride

$FeCl_3$ เรียกว่า iron (III) chloride

ตัวอย่างของโลหะที่มีเลขออกซิเดชันหลายค่า มักมีชื่อเรียกตามภาษาลาติน

โลหะไอออน	ชื่อสามัญ	ชื่อในระบบ
Fe^{+2}	ferrous ion	iron (II) ion
Fe^{+3}	ferric ion	iron (III) ion
Cu^{+1}	cuprous ion	copper (I) ion
Cu^{+2}	cupric ion	copper (II) ion
Pb^{+2}	plumbous ion	lead (II) ion
Pb^{+4}	plumbic ion	lead (IV) ion
Sn^{+2}	stannous ion	tin (II) ion
Sn^{+4}	stannic ion	tin (IV) ion

5.8.3 สารประกอบเทอร์นารีและโพลีอะตอมมิก

สารอนินทรีย์ที่ประกอบด้วยธาตุต่างๆ มากกว่าสองชนิด การเรียกชื่อใช้หลักการเดียวกับสารประกอบชนิดไบนารี มักประกอบด้วยแอนไอออนและแคทไอออน การเรียกชื่อให้ขึ้นต้นด้วยแคทไอออนแล้วตามด้วยแอนไอออน ดังตารางที่ 5.1 และ 5.2 เช่น

KNO_3	เรียกว่า	potassium nitrate
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	เรียกว่า	ammonium dichromate
CuCO_3	เรียกว่า	copper (II) carbonate หรือ cupric carbonate
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	เรียกว่า	aluminum sulfate
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	เรียกว่า	iron (II) hydroxide หรือ ferrous hydroxide
NaHCO_3	เรียกว่า	sodium hydrogen carbonate
$\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$	เรียกว่า	iron(III) perchlorate

5.8.4 กรด เบส และเกลือ (Acids Bases and Salts)

กรด เป็นสารที่ให้ไอออนของไฮโดรเจน (H^+) หรือโปรตอน เมื่อละลายในน้ำ เช่น HCl ละลายน้ำจะแตกตัวให้ไอออน H^+ และ Cl^- สำหรับกรดอนินทรีย์ โดยทั่วไปแบ่งออกได้ 2 ประเภท คือ

1. **กรดไฮโดร (hydro acid)** เป็นสารประกอบธาตุคู่ที่ประกอบด้วยไฮโดรเจนกับอโลหะอีกชนิดหนึ่ง (ยกเว้น HCN ที่ประกอบด้วยธาตุ 3 ธาตุ) เราเรียกอโลหะหรือหมู่อโลหะนี้ว่า **อนุมูลกรด** การเรียกชื่อขึ้นต้นด้วยคำว่า **hydro-** ตามด้วยชื่ออโลหะ (ที่เป็นอนุมูลกรด) เปลี่ยนเสียงท้ายเป็น **-ic** แล้วตามด้วยคำว่า acid เช่น

HCl เรียกว่า hydrochloric acid	H_2S เรียกว่า hydrosulphuric acid
HF เรียกว่า hydrofluoric acid	HCN เรียกว่า hydrocyanic acid
HBr เรียกว่า hydrobromic acid	HI เรียกว่า hydroiodic acid

2. **กรดออกซิ (oxo acid)** คือ กรดที่มีออกซิเจนเป็นองค์ประกอบ ดังนั้นจึงประกอบด้วยไฮโดรเจนกับธาตุอีกชนิดหนึ่งเป็นอะตอมศูนย์กลาง (central atom) และออกซิเจน เช่น HNO_3 HIO_4 เป็นต้น การเรียกชื่อกรดชนิดนี้ให้พิจารณาจากค่าลงท้ายของแอนไอออน

- ถ้าคำลงท้ายของแอนไอออนเป็น **-ate** เปลี่ยนเสียงท้ายเป็น **-ic** แล้วตามด้วยคำว่า acid เช่น

แอนไอออน : chlorate (ClO_3^-) กรด : chloric acid (HClO_3)

แอนไอออน : sulfate (SO_4^{2-}) กรด : sulfuric acid (H_2SO_4)

แอนไอออน : nitrate (NO_3^-) กรด : nitric acid (HNO_3)

- ถ้าคำลงท้ายของแอนไอออนเป็น **-ite** เปลี่ยนเสียงท้ายเป็น **-ous** แล้วตามด้วยคำว่า acid เช่น

แอนไอออน : phosphite (PO_3^{3-}) กรด : Phosphorous acid (H_3PO_3)

แอนไอออน : chlorite (ClO_2^-) กรด : Chlorous acid (HClO_2)

แอนไอออน : hypochlorite (ClO^-) กรด : Hypochlorous acid (HClO)

เบส เป็นสารที่ให้ไฮดรอกไซด์ไอออน ($-\text{OH}$) ในน้ำ การเรียกชื่อเบสให้ใช้คำว่า “ไฮดรอกไซด์ (hydroxide)” ตามหลังชื่อของโลหะ

NaOH เรียกว่า Sodium hydroxide

AgOH เรียกว่า Silver hydroxide

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ เรียกว่า Magnesium hydroxide

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ เรียกว่า Copper (II) hydroxide

$\text{Al}(\text{OH})_3$ เรียกว่า Aluminum hydroxide

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ เรียกว่า Calcium hydroxide

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ เรียกว่า Iron (II) hydroxide

KOH เรียกว่า Potassium hydroxide

เกลือ เป็นสารประกอบที่มีทั้งแอนไอออนและแคทไอออนในสารประกอบ เช่นเดียวกับสารประกอบไอออนิกทั่วไป มีประจุสุทธิเป็นศูนย์ เกลือเป็นสารประกอบที่อาจประกอบด้วยไอออนสารอนินทรีย์ (เช่น Cl^-) หรือไอออนสารอินทรีย์ (เช่น CH_3COO^-) ทั้งที่เป็นโมโนไอออน (F^-) และโพลีอะตอมมิกไอออน (SO_4^{2-}) เกลือละลายน้ำได้ดี เกลือมีหลายชนิด (เกลือกรด* เกลือเบส[⊕]) สามารถเตรียมได้จาก ;

1. เกลือที่เกิดจากการทำปฏิกิริยาของกรดและเบส เช่น เกลือโซเดียมคลอไรด์ ที่เกิดจากกรดไฮโดรคลอริกกับโซเดียมไฮดรอกไซด์

* เกลือที่มีไฮโดรเจนไอออนตั้งแต่ 1 อะตอม ขึ้นไปเกาะติดกับแอนไอออน เช่น NaH_2PO_4

[⊕] เกลือที่มีไฮดรอกไซด์ไอออน ตั้งแต่ 1 อะตอมเกาะติดกับแคทไอออน เช่น $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$

2. เกลือที่เกิดจากการทำปฏิกิริยาโดยตรงของโลหะกับอโลหะ เช่น โลหะแมกนีเซียมถูกเผาไหม้ในก๊าซคลอรีน ได้ เกลือแมกนีเซียมคลอไรด์

3. เกลือที่เกิดจากการทำปฏิกิริยาของโลหะออกไซด์กับกรด เช่น แคลเซียมออกไซด์ทำปฏิกิริยากับกรดไนตริก ได้เกลือแคลเซียมไนเตรต

การเรียกชื่อเกลือ ขึ้นต้นด้วยแคทไอออนแล้วตามด้วยแอนไอออน

สูตรเคมี	ชื่อของเกลือ
NH_4Cl	ammonium chloride
NaHCO_3	sodium bicarbonate
NaCl	sodium chloride
CaCl_2	calcium chloride
AgBr	silver bromide
KNO_3	potassium nitrate
NaNO_3	sodium nitrate

เกลือมักถูกเรียกเฉพาะชื่อของแคทไอออนหรือแอนไอออน ตามรูปที่เป็นอยู่ ดังเช่น

เกลือที่อยู่ในรูปแคทไอออน	เกลือที่อยู่ในรูปแอนไอออน
ammonium; NH_4^+	acetate; CH_3COO^- (acetic acid)
calcium; Ca^{2+}	carbonate; CO_3^{2-} (carbonic acid)
iron; Fe^{2+} and Fe^{3+}	chloride; Cl^- (hydrochloric acid)
magnesium; Mg^{2+}	citrate; $\text{HOC}(\text{COO}^-)(\text{CH}_2\text{COO}^-)_2$ (citric acid)
potassium; K^+	cyanide; $\text{C}\equiv\text{N}^-$ (hydrogen cyanide)
pyridinium; $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	hydroxide; OH^- (water)
quaternary ammonium; NR_4^+	nitrate; NO_3^- (nitric acid)
sodium; Na^+	nitrite; NO_2^- (nitrous acid)
	oxide; O^{2-} (water)
	phosphate; PO_4^{3-} (phosphoric acid)
	sulfate; SO_4^{2-} (sulfuric acid)

5.8.5 ชื่อทางการค้า (Trade Name)

ชื่อทางการค้า เป็นชื่อเรียกของสารเคมี ซึ่งสามารถจำได้ง่ายกว่าชื่อทางเคมี มักใช้กันอย่างคุ้นเคย ดังตัวอย่างในตารางที่ 5.4

ตารางที่ 5.4 ชื่อสามัญ ชื่อทางเคมี และสูตรเคมี

Common Name	Chemical Name	Formula
baking soda	sodium hydrogen carbonate or sodium bicarbonate	NaHCO_3
bleach (liquid)	sodium hypochlorite or hydrogen peroxide	NaClO H_2O_2
bleach (solid)	sodium perborate	NaBO_3
Borax	sodium tetraborate decahydrate	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
brimstone	sulfur	S
cream of tartar	potassium hydrogen tartrate	$\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$
Epsom salt	magnesium sulfate heptahydrate	$\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$
Freon	dichlorodifluoromethane	CF_2Cl_2
galena	lead (II) sulfide	PbS
grain alcohol	ethanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
graphite	carbon	C
gypsum	calcium sulfate dihydrate	$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
hypo	sodium thiosulfate	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
laughing gas	dinitrogen oxide	N_2O
lime	calcium oxide	CaO
limestone	calcium carbonate	CaCO_3
lye	sodium hydroxide	NaOH
marble	calcium carbonate	CaCO_3
MEK	ethyl methyl ketone	$\text{CH}_3\text{COC}_2\text{H}_5$
milk of magnesia	magnesium hydroxide	$\text{Mg}(\text{OH})_2$
muriatic acid	hydrochloric acid	HCl
oil of vitriol	sulfuric acid	H_2SO_4
plaster of paris	calcium sulfate $\frac{1}{2}$ hydrate	$\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$
potash	potassium carbonate	K_2CO_3
iron pyrite (fool's gold)	iron disulfide	FeS_2
quartz	silicon dioxide	SiO_2
quicksilver	mercury	Hg
rubbing alcohol	isopropyl alcohol	$(\text{CH}_3)_2\text{CHOH}$
sal ammoniac	ammonium chloride	NH_4Cl
salt	sodium chloride	NaCl
salt substitute	potassium chloride	KCl
saltpeter	potassium nitrate	KNO_3
slaked lime	calcium hydroxide	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
sugar	sucrose	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
TSP trisodium phosphate	sodium phosphate	Na_3PO_4
washing soda	sodium carbonate decahydrate	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
wood alcohol	methyl alcohol	CH_3OH

Flow Chart for Naming Simple Inorganic Compounds

The flowchart is adapted from p. 131-132 of the February 1983 issue of the *Journal of Chemical Education*.

