

บทที่ 5

อนินทรีย์เคมี

อนินทรีย์เคมีในบทนี้จะกล่าวถึงเนื้อหาวิชาเคมี 3 หัวเรื่องคือ อะตอมและตารางธาตุ , พันธะเคมี และสมบัติของธาตุและสารประกอบ ซึ่งเป็นสาระที่อยู่ในหนังสือเรียนและคู่มือครูสาระการเรียนรู้พื้นฐาน และเพิ่มเติมเคมีเล่ม 1 (กระทรวงศึกษาธิการ. 2546) และเคมีเล่ม2(ทบวงมหาวิทยาลัย.2540)

อะตอมและตารางธาตุ

อะตอม คือ หน่วยย่อยที่เล็กที่สุดที่ไม่สามารถแบ่งได้อีก ไม่สามารถมองด้วยตาเปล่าได้ ดังนั้นจึงต้องศึกษาโดยการสร้างแบบจำลองหรือมโนภาพ ซึ่งแบบจำลองอะตอม มีวิวัฒนาการของแบบจำลองหลายแบบตามข้อมูลการทดลอง และมีการเปลี่ยนแปลงผลการทดลองตามข้อความรู้ที่มากขึ้น ดังนี้

1. แบบจำลองอะตอมของดอลตัน : อะตอม คือ อนุภาคที่เล็กที่สุดแบ่งแยกไม่ได้ อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันจะเหมือนกัน แต่จะแตกต่างจากอะตอมของธาตุอื่น
2. แบบจำลองอะตอมของทอมสัน : อะตอม เป็นทรงกลมที่ประกอบด้วยประจุบวกและประจุลบกระจายในปริมาณที่เท่ากัน อะตอมจึงเป็นกลางทางไฟฟ้า
3. แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด : อะตอมประกอบด้วยนิวเคลียสอยู่ตรงกลาง และมีอิเล็กตรอนวิ่งอยู่รอบนิวเคลียสซึ่งมีประจุบวกอยู่ภายใน
4. แบบจำลองอะตอมของโบร์ : อะตอมมีลักษณะคล้ายวงโคจรของดาวเคราะห์รอบดวงอาทิตย์ นั่นคือมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวง แต่ละวงมีระดับพลังงานเฉพาะตัว วงที่ใกล้นิวเคลียสที่สุดระดับพลังงานจะต่ำ และวงอื่นๆระดับพลังงานจะเพิ่มมากขึ้น
5. แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก : อะตอมประกอบด้วยกลุ่มหมอกของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส ถ้าบริเวณใดมีกลุ่มหมอกที่บวมจะมีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้มากกว่าบริเวณใดที่มีกลุ่มหมอกจางจะมีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้น้อย

จากการศึกษาเรื่องการนำไฟฟ้าของนักวิทยาศาสตร์ โดยผ่านไฟฟ้ากระแสตรงเข้าไปในหลอดแก้วบรรจุแก๊สความดันต่ำ และเกิดรังสีพุ่งออกจากแคโทดไปแอโนดทำให้พบ รังสี

แคโทด เรียกหลอดแก้วที่ใช้ศึกษารังสีแคโทดว่า หลอดรังสีแคโทด จากการดัดแปลงหลอดรังสีแคโทด ของออยเกน โกลด์ชไตน์ ทำให้พบว่าอะตอมประกอบด้วยอนุภาค 2 ชนิดที่มีประจุต่างกัน ประจุลบเรียกว่า อิเล็กตรอน ประจุบวก เรียกว่า โปรตอน

จากการยิงอนุภาคแอลฟาไปยังแผ่นทองคำบางๆ ทำให้พบว่ามวลส่วนใหญ่ของอะตอมคือมวลของนิวเคลียส ส่วนอิเล็กตรอนเป็นส่วนประกอบที่ทำให้อะตอมมีขนาดใหญ่แต่มีมวลน้อย จนถือได้ว่าไม่มีผลต่อมวลอะตอม ภายในนิวเคลียสมีอนุภาคที่เป็นกลางทางไฟฟ้าเรียกว่า นิวตรอน อยู่ร่วมกับโปรตอนที่มีประจุไฟฟ้าบวก จากข้อมูลดังกล่าวทำให้ทราบอนุภาคมูลฐานของอะตอมว่ามี 3 ชนิด คืออิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอน

ธาตุแต่ละชนิดจะมีจำนวนโปรตอนไม่เท่ากัน และไม่เท่ากับธาตุอื่นๆ ตัวเลขที่ใช้แสดงจำนวนโปรตอน เรียกว่า เลขอะตอม ใช้สัญลักษณ์ Z เนื่องจากมวลส่วนใหญ่ของอะตอมคือมวลของนิวเคลียส ซึ่งประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน ดังนั้นผลรวมของจำนวนโปรตอนและนิวตรอนจึงแทนด้วย เลขมวล ใช้สัญลักษณ์ A จากความรู้ดังกล่าวเขียนสัญลักษณ์ของธาตุที่แสดงจำนวนอนุภาคมูลฐานของอะตอม(เลขมวล และเลขอะตอม) หรือ เรียกว่า สัญลักษณ์นิวเคลียร์ ได้ดังนี้ ${}^A_Z X$ โดย X แทนสัญลักษณ์ของธาตุ ; A แทนเลขมวล ; Z แทนเลขอะตอม

เนื่องจากอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันมีจำนวนโปรตอนเท่ากับอิเล็กตรอนเพราะเป็นกลางทางไฟฟ้า แต่จำนวนนิวตรอนอาจไม่เท่ากับโปรตอนได้ ทำให้นิวตรอนได้หลายค่า เพราะมีมวลต่างกัน เรียกอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันที่มีเลขมวลต่างกันว่า ไอโซโทป ธาตุที่เป็นไอโซโทปจึงมีจำนวนโปรตอนเท่ากัน แต่มีจำนวนนิวตรอนต่างกัน เช่น ไฮโดรเจนมี 3 ไอโซโทป ดังนี้ ${}^1_1\text{H}$ เรียกว่า โปรเทียม , ${}^2_1\text{H}$ เรียกว่า ดิวทีเรียม , ${}^3_1\text{H}$ เรียกว่า ทริเทียม ในธรรมชาติมีโปรเทียมมากที่สุด ส่วนทริเทียมเป็นไอโซโทปกัมมันตรังสี

นักวิทยาศาสตร์ได้ศึกษาสเปกตรัมของสารประกอบและธาตุ เพื่อนำมาหาตำแหน่งของอิเล็กตรอนโดยนำไปสู่ความเข้าใจเรื่องระดับพลังงานของอิเล็กตรอนในอะตอม ทำให้ทราบว่าแสงที่ประสาดตาของมนุษย์สามารถรับรู้ได้เรียกว่า แสงที่ตามองเห็นได้ มีความยาวคลื่นในช่วง 400 – 700 นาโนเมตร ประกอบด้วยแสงสีต่างๆกัน เนื่องจากตาของคนไม่สามารถแยกสีต่างๆของแสงจากดวงอาทิตย์ได้ จึงเห็นเป็นสีรวมสีเดียวคือสีขาวจึงเรียกว่า แสงขาว แต่ถ้านำแสงอาทิตย์หรือแสงขาวมาผ่านปริซึมจะแยกออกเป็นแสงสีรุ้ง 7 สีต่อเนื่องกันเรียกว่า แถบสเปกตรัมของแสงขาว จากความรู้ดังกล่าวนี้วิทยาศาสตร์ได้ศึกษาสารประกอบของโลหะชนิดต่างๆ โดยการเผาสารประกอบของโลหะเหล่านั้น แล้วพิจารณาที่สีของเปลวไฟ พบว่าโลหะต่างชนิดกันจะให้สีเปลวไฟแตกต่างกัน เมื่อ กุสตาฟ คีร์ชฮอฟฟ์ ผลิตสเปกโทรสโคป ซึ่งใช้ศึกษาสเปกตรัมที่ได้จากการเผาสารประกอบ ทำให้นักวิทยาศาสตร์สามารถหาธาตุองค์ประกอบในสารประกอบ

ได้ โดยธาตุต่างชนิดกันจะให้สเปกตรัมต่างกัน และมีจำนวนเส้นสีเฉพาะตัว เส้นสีต่างๆนี้ เรียกว่า เส้นสเปกตรัม

การเผาสารประกอบของโลหะชนิดเดียวกันจะได้สีของเปลวไฟสีเดียวกัน นั่นคือ สีของเปลวไฟเกิดจากองค์ประกอบที่เป็นโลหะในสารประกอบนั้น สารที่เป็นแก๊สสามารถตรวจสอบสเปกตรัมได้โดยนำแก๊สไปบรรจุในหลอดแก้วความดันต่ำ และใช้พลังงานไฟฟ้าแทนการเผา เมื่อธาตุได้พลังงานก็จะเปล่งแสงเป็นสีต่างๆหลายสี เมื่อสีเหล่านั้นรวมกันจะเห็นเป็นสีเดียว ซึ่งตาของคนบอกความแตกต่างไม่ได้ ต้องใช้แผ่นเกรตติงส่องดู จึงจะเห็นเป็นเส้นสเปกตรัมของแต่ละธาตุที่มีลักษณะแตกต่างกัน ทั้งนี้เพราะอิเล็กตรอนซึ่งเคลื่อนที่อยูรรอบนิวเคลียสจะมีพลังงานเฉพาะตัวอยู่ในระดับพลังงานที่ต่ำเรียกว่า สถานะพื้น เมื่ออะตอมได้พลังงานเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนก็จะถูกกระตุ้นให้มีพลังงานในที่สูงขึ้นเรียก สถานะกระตุ้น ซึ่งอะตอมไม่เสถียร เพราะมีพลังงานสูง อิเล็กตรอนจึงต้องคายพลังงานออกมาเพื่อลดพลังงานของตนเอง และกลับเข้าสู่ระดับพลังงานที่ต่ำกว่าที่ถูกกระตุ้น เพื่อให้อะตอมมีความเสถียรมากขึ้น พลังงานที่อะตอมคายออกมาจะอยู่ในรูปของพลังงานแสง ถ้าแสงสีที่คายออกมาแยกออกจากกันอย่างชัดเจนจะปรากฏเป็นเส้นสเปกตรัม แต่ถ้าสีที่ปรากฏออกมามีลักษณะต่อเนื่องกันจะให้สเปกตรัมเป็นแถบ การที่ตาของคนสามารถเห็นสเปกตรัมติดต่อกันเป็นเวลานาน เป็นเพราะอิเล็กตรอนในหลายๆอะตอมของธาตุเหล่านั้นได้รับและคายพลังงานตลอดเวลา นั่นคืออิเล็กตรอนที่มีพลังงานสูงจะคายพลังงานเพื่อให้กลับเข้าสู่สถานะพื้น ในขณะที่อิเล็กตรอนของอะตอมอื่นๆก็ถูกกระตุ้นขึ้นไปสู่สถานะกระตุ้น แล้วจึงคายพลังงานกลับสู่สถานะพื้นวนเวียนอยู่เช่นนี้ต่อเนื่องกันไป

อะตอมมีระดับพลังงานได้หลายค่า ทั้งระดับที่มีอิเล็กตรอนอยู่ตามปกติ และระดับที่ไม่มีอิเล็กตรอนอยู่อย่างถาวร แต่จะอยู่เมื่อได้รับพลังงานกระตุ้น เมื่อมีการคายพลังงานจะทำให้เกิดเส้นสเปกตรัม สเปกตรัมของธาตุต่างๆอาจปรากฏอยู่ในช่วงคลื่นของแสงที่ตามองเห็นได้ และอยู่ในช่วงคลื่นอื่นๆที่มีชื่อเรียกแตกต่างกันดังนี้

1. อนุกรมไลมาน พบในช่วงคลื่นรังสีอัลตราไวโอเล็ต
2. อนุกรมบัลเมอร์ พบในช่วงคลื่นแสงที่ตามองเห็นได้
3. อนุกรมพาเชน พบในช่วงคลื่นรังสีอินฟราเรด
4. อนุกรมแบรกกेट พบในช่วงคลื่นรังสีอินฟราเรด
5. อนุกรมฟุนด์ พบในช่วงคลื่นรังสีอินฟราเรด

อนุกรมทั้ง 5 นี้ได้เรียงลำดับจากพลังงานสูงไปสู่พลังงานที่ต่ำ

ในการแปลความหมายของเส้นสเปกตรัม นักวิทยาศาสตร์ได้ใช้อะตอมของไฮโดรเจนในการศึกษา เพราะไฮโดรเจนเป็นอะตอมที่มีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียว พบว่าอะตอมของ

ไฮโดรเจนให้เส้นสเปกตรัมได้หลายเส้น จึงสรุปได้ว่าอิเล็กตรอนในอะตอมสามารถขึ้นไปอยู่ในสถานะกระตุ้นที่มีพลังงานต่างกันได้หลายระดับ และความแตกต่างระหว่างพลังงานของแต่ละระดับที่อยู่ถัดไปก็จะมีค่าไม่เท่ากัน โดยความแตกต่างของพลังงานจะลดลงเมื่อระดับพลังงานสูงขึ้น สรุปได้ดังนี้

1. เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานที่พอเหมาะ จะขึ้นไปสู่ระดับพลังงานที่สูงกว่าเดิมได้ แต่จะอยู่ระดับใดขึ้นกับปริมาณพลังงาน แต่การที่อิเล็กตรอนขึ้นไปอยู่ในระดับพลังงานใหม่ อะตอมจะไม่เสถียร อิเล็กตรอนจึงต้องกลับมาอยู่ในระดับพลังงานที่ต่ำกว่า ในการเปลี่ยนตำแหน่งอิเล็กตรอนจะคายพลังงานออกมาจำนวนหนึ่ง ตามทฤษฎีของพลังค์

2. การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอน จะเปลี่ยนไปยังระดับพลังงานใดก็ได้ไม่จำเป็นต้องเป็นระดับพลังงานที่อยู่ติดกัน แต่มีข้อแม้ว่าเมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานจะไปอยู่ระหว่างระดับพลังงานไม่ได้ ต้องอยู่ที่ระดับพลังงานใดระดับพลังงานหนึ่งเท่านั้น

3. ผลต่างของพลังงานระหว่างระดับพลังงานต่ำ จะมากกว่าผลต่างของพลังงานระหว่างระดับพลังงานสูงขึ้นไป

จากการศึกษาแบบจำลองอะตอมของโบร์ ทำให้พบว่าอิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นคลื่นได้แต่แบบจำลองอะตอมของโบร์ไม่สามารถอธิบายสเปกตรัมของอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอนได้ จึงทำให้มีการศึกษาเพิ่มเติมจนพบว่าอิเล็กตรอนเป็นได้ทั้งอนุภาคและคลื่น โดยอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสในลักษณะของคลื่นนิ่ง บริเวณที่จะพบอิเล็กตรอนจะพบได้หลายลักษณะเป็นรูปทรงต่างๆตามแต่ละระดับพลังงานของอิเล็กตรอนนั้น

เมื่อใช้สมการคลื่น ซึ่งเป็นสมการทางคณิตศาสตร์ชั้นสูงศึกษาแบบจำลองอะตอมทำให้ทราบว่าอะตอมประกอบด้วยนิวเคลียส (ซึ่งเป็นที่รวมของโปรตอนและนิวตรอน) และมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่รอบๆ และอยู่ในระดับพลังงานที่แตกต่างกัน

จำนวนอิเล็กตรอนที่มากที่สุดในแต่ละระดับพลังงาน มีค่าเท่ากับ $2n^2$ ($n =$ ระดับพลังงาน 1,2,3, . . .)

จากสมบัติที่เป็นคลื่นของอิเล็กตรอน และความรู้เรื่องกลศาสตร์ควอนตัม เมื่อนำมาอธิบายโครงสร้างอะตอม จะอธิบายได้ว่าอะตอมมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่ในระดับพลังงานหรือวงต่างๆกัน และในระดับพลังงานเดียวกันแบ่งเป็นระดับพลังงานย่อยต่างๆได้ดังนี้ คือ ระดับพลังงานย่อย s,p,d และ f ซึ่งในแต่ละระดับพลังงานจะมีจำนวนระดับพลังงานย่อยแตกต่างกัน

จากแบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอกซึ่งใช้ในปัจจุบันพบว่าอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสมีการเคลื่อนที่ตลอดเวลา ความหนาแน่นของกลุ่มหมอกวัดในรูปของโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่รอบนิวเคลียส ซึ่งมีอาณาเขตและรูปร่างสามมิติแตกต่างกันไป เช่นมี

รูปร่างเป็นทรงกลมใน s ออร์บิทัล , มีรูปร่างคล้ายดัมเบลล์ใน p ออร์บิทัล เป็นต้น

ออร์บิทัล หมายถึง บริเวณรอบๆนิวเคลียสที่มีโอกาสสูงที่จะพบอิเล็กตรอนและมีพลังงานเฉพาะของตนเอง ออร์บิทัลจะมีชื่อและรูปร่างต่างกัน เช่น s ออร์บิทัล เป็นทรงกลม p ออร์บิทัล เป็นดัมเบลล์ d ออร์บิทัล และ f ออร์บิทัลจะมีรูปร่างที่ซับซ้อนขึ้น

อะตอมที่มีอิเล็กตรอนหลายอิเล็กตรอนระดับพลังงานย่อยที่อยู่ในระดับพลังงานเดียวกันจะมีพลังงานต่างกัน และแต่ละระดับพลังงานย่อยจะมีจำนวนออร์บิทัลต่างกัน คือระดับพลังงานย่อย s มี 1 ออร์บิทัล , p มี 3 ออร์บิทัล , d มี 5 ออร์บิทัล และ f มี 7 ออร์บิทัล โดย 1 ออร์บิทัล สามารถมีอิเล็กตรอนสูงสุดได้ 2 ตัว ใช้ \square แทนออร์บิทัล

การบรรจุอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลใช้หลัก 2 หลัก และ 1 กฎดังนี้

1. หลักการกีดกันของเพาลี : อิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใดในออร์บิทัลเดียวกันจะมีสมบัติต่างกัน อิเล็กตรอนคู่หนึ่งจึงหมุนรอบตัวเองต่างกัน คือ ตัวหนึ่งหมุนตามเข็มนาฬิกาอีกตัวจะหมุนทวนเข็มนาฬิกา

2. หลักของเอาฟบาว : การบรรจุอิเล็กตรอนจะต้องบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำสุดและว่างก่อนเสมอ เพราะจะทำให้พลังงานรวมทั้งหมดมีค่าต่ำสุดทำให้อะตอมเสถียร

3. กฎของฮุนด์ : กรณีที่มีหลายออร์บิทัล และแต่ละออร์บิทัลมีพลังงานเท่ากัน เช่น p ออร์บิทัล ให้บรรจุอิเล็กตรอนในลักษณะที่ทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดก่อน แล้วจึงบรรจุอิเล็กตรอนเป็นคู่ ถ้ามีอิเล็กตรอนเหลือ ทั้งนี้เพราะอะตอมของธาตุที่มีการบรรจุอิเล็กตรอนเต็มในทุกๆออร์บิทัล ที่มีพลังงานเท่ากันหรือเรียกว่า การบรรจุเต็ม กับการบรรจุอิเล็กตรอนเพียงครึ่งเดียวในทุกออร์บิทัลหรือที่เรียกว่า การบรรจุครึ่ง จะทำให้อะตอมมีความเสถียรกว่าการบรรจุแบบอื่นๆ

วาเลนซ์อิเล็กตรอน คือ อิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสูงสุด หรืออยู่ในชั้นนอกสุดของอะตอม

เนื่องจากการค้นพบธาตุเป็นจำนวนมาก และธาตุแต่ละชนิดมีสมบัติแตกต่างกัน บางชนิดอาจมีสมบัติบางประการคล้ายกัน บางชนิดมีสมบัติต่างกันทำให้จดจำและศึกษาได้ยากจึงมีการตั้งกฎในการจัดธาตุให้อยู่เป็นกลุ่มๆ เพื่อความสะดวกในการศึกษาจนเกิดเป็นตารางธาตุ

วิวัฒนาการของตารางธาตุ

1. โยฮันน์ เดอเบอไรเนอร์ : ตั้งกฎชุดสามโดยจัดธาตุที่มีสมบัติคล้ายกันเป็นกลุ่มๆ กลุ่มละสามธาตุตามมวลอะตอม ธาตุกลางจะมีมวลอะตอมเป็นค่าเฉลี่ยของมวลอะตอมของธาตุที่ 1 และ 3

2. จอห์น นิวแลนด์ : ตั้งกฎออกเตต ซึ่งกล่าวว่า ถ้าเรียงธาตุตามมวลอะตอมจากน้อยไปมากจะพบว่าธาตุที่ 8 จะมีสมบัติเหมือนธาตุที่ 1 เสมอ (ไม่รวมไฮโดรเจนและแก๊สเฉื่อย)

3. ยูเลียส โลทาร์ ไมเออร์ และ ดิมิทรี อิวา-โนวิช เมนเดเลเยฟ : ตั้งกฎพีริออดิก ซึ่งกล่าวว่า ถ้าเรียงธาตุตามมวลอะตอมจากน้อยไปมากจะพบว่าธาตุมีสมบัติคล้ายกันเป็นช่วงๆ ซึ่งการเรียงธาตุแบบนี้จะนำสมบัติที่คล้ายคลึงกันของธาตุมาพิจารณาควบคู่กับมวลอะตอมด้วย

4. เฮนรี โมสลีย์ ใช้กฎพีริออดิกของเมนเดเลเยฟมาดัดแปลงจากการเรียงธาตุตามมวลอะตอมมาเป็นการเรียงธาตุตาม เลขอะตอม ทั้งนี้เพราะสมบัติต่างๆของธาตุมีความสัมพันธ์กับประจุบวกในนิวเคลียสหรือเลขอะตอมมากกว่ามวลอะตอม ตารางธาตุในปัจจุบันจึงเรียงตามเลขอะตอมจากน้อยไปมากตามกฎพีริออดิก

ธาตุที่อยู่ในแนวตั้งของตารางธาตุ เรียกว่า หมู่ ธาตุที่อยู่ในแนวนอนของตารางธาตุ เรียกว่า คาบ

ตารางธาตุในปัจจุบันมี 18 แถว 2 กลุ่มย่อย คือ กลุ่มย่อย A หมายถึง ธาตุเรพรีเซนเททีฟ กลุ่มย่อย B หมายถึง ธาตุแทรนซิชัน ธาตุกลุ่ม A มี 8 หมู่ดังนี้ IA เรียกว่า โลหะแอลคาไล , IIA เรียกว่า โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท , VIIA เรียกว่า ธาตุแฮโลเจน , VIIIA เรียกแก๊สเฉื่อยหรือแก๊สมีตระกูล ธาตุกลุ่ม B มี 8 หมู่เช่นกัน แต่ VIIIB จะมี 3 แถว ธาตุที่อยู่ในแนวนอนมี 7 แถว หรือเรียกว่า 7 คาบ คาบที่ 1 มี 2 ธาตุ คือ ไฮโดรเจนและฮีเลียม , คาบที่ 2 และ 3 มี 8 ธาตุ , คาบที่ 4 และ 5 มี 18 ธาตุ , คาบที่ 6 มี 2 กลุ่ม กลุ่มแรกมี 18 ธาตุ กลุ่มที่ 2 มี 14 ธาตุ เรียกกลุ่มธาตุแลนทาไนด์ และคาบที่ 7 มี 2 กลุ่มเช่นเดียวกับธาตุที่ 6 โดยคาบที่ 7 เรียกกลุ่มธาตุแอกทิไนด์

ธาตุกลุ่ม A แนวตั้ง เป็นธาตุที่มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากันทุกตัวและจำนวนวาเลนซ์อิเล็กตรอนจะตรงกับเลขหมู่ แนวนอนธาตุจะมีระดับพลังงานเท่ากันและมีจำนวนระดับพลังงานตรงกับเลขที่คาบ

ถ้าพิจารณาธาตุตามลักษณะการจัดอิเล็กตรอนในออร์บิทัล จะแบ่งธาตุได้ 4 กลุ่ม คือ กลุ่ม s ได้แก่ หมู่ IA และ IIA , กลุ่ม p ได้แก่ IIIA ถึง VIIIA , กลุ่ม d ได้แก่ หมู่ IIIB ถึง IIB และกลุ่ม f ได้แก่ ธาตุแลนทาไนด์และแอกทิไนด์

การเรียกชื่อธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 100 ขึ้นไปให้เรียกชื่อในระบบ IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) ดังนี้ ให้เรียกชื่อตามระบบตัวเลขเป็นภาษาละตินและลงท้ายชื่อธาตุเป็น -ium ในกรณีที่ตัวอักษรที่นำมาเรียงต่อกันเป็น

สระซ้ำกัน2ตัว ให้ตัดสระออก1ตัว และถ้าเป็นพยัญชนะซ้ำกัน3ตัว ให้ตัดพยัญชนะนั้นออก1ตัว เช่น bi + ium จะได้ bium , enn + nil จะได้ ennil

จำนวนนับภาษาละตินมีดังนี้

0 = nil (นิล)	1 = un (อุณ)	2 = bi (ไบ)	3 = tri (ไตร)
4 = quad (ควอด)	5 = pent (เพนต์)	6 = hex (เฮกซ์)	7 = sept (เซปต์)
8 = oct (ออกต์)	9 = enn (เอนน์)		

สัญลักษณ์ของธาตุ ใช้อักษรตัวแรกของจำนวนนับแต่ละตัวมาเขียนเรียงกัน เช่น ธาตุที่มีเลขอะตอม 110 ใช้สัญลักษณ์ Uun

สมบัติของธาตุในตารางธาตุ ที่มีแนวโน้มเป็นไปตามหมู่และคาบได้แก่ ขนาดอะตอม รัศมีไอออน พลังงานไอออไนเซชัน อิเล็กโทรเนกาติวิตี สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน จุดเดือด และจุดหลอมเหลว และเลขออกซิเดชัน

ขนาดอะตอม จะบอกด้วยรัศมีอะตอม มีค่าเท่ากับครึ่งหนึ่งของระยะ ระหว่างนิวเคลียสของอะตอมทั้งสองที่มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมหรือที่อยู่ใกล้ชิดกัน รัศมีอะตอมดังกล่าวมีหลายแบบขึ้นอยู่กับชนิดของแรงที่ยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมดังนี้

รัศมีโควาเลนต์ เป็นระยะทางครึ่งหนึ่งของความยาวพันธะโควาเลนต์ระหว่างอะตอมชนิดเดียวกัน (พิจารณาธาตุที่เป็นอโลหะ)

รัศมีแวนเดอร์วาลส์ เป็นระยะทางครึ่งหนึ่งของระยะระหว่างนิวเคลียสของอะตอมที่อยู่ใกล้สุด (พิจารณาอะตอมของแก๊สเฉื่อย)

รัศมีโลหะ มีค่าเท่ากับครึ่งหนึ่งของระยะระหว่างนิวเคลียสของอะตอมโลหะที่ใกล้กันที่สุด (พิจารณาธาตุที่เป็นโลหะ)

ธาตุในคาบเดียวกัน ขนาดอะตอมจะลดลงเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น เพราะคาบเดียวกันจะมีระดับพลังงานเท่ากันแต่มีโปรตอนในนิวเคลียสต่างกันยิ่งโปรตอนมากยิ่งดึงดูดอิเล็กตรอนได้ดีจึงเข้าใกล้นิวเคลียสมาก ธาตุในหมู่เดียวกัน ขนาดอะตอมจะใหญ่ขึ้นเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น เพราะระดับพลังงานเพิ่มมากขึ้นทำให้โปรตอนดึงดูดอิเล็กตรอนได้ลดลง

อะตอม เมื่อรับอิเล็กตรอนจะกลายเป็นไอออนลบและถ้าเสียอิเล็กตรอนจะกลายเป็นไอออนบวก การบอกขนาดของไอออนบอกได้ด้วยรัศมีไอออนซึ่งพิจารณาจากระยะระหว่างนิวเคลียสของไอออนคู่หนึ่ง ๆ ที่ยึดเหนี่ยวกันในโครงผลึก การเปรียบเทียบขนาดไอออนที่มีความหมายจะทำการเปรียบเทียบระหว่างไอออนที่มีการจัดอิเล็กตรอนเหมือนกัน หรือมีจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากัน ธาตุในคาบเดียวกันไอออนยังมีประจุบวกมากขึ้นขนาดยิ่งเล็กลงยิ่งมีประจุลบมากขึ้นขนาดยิ่งใหญ่ ยิ่งประจุบวกมากขึ้นขนาดเล็กลงเพราะแรงดึงดูดระหว่างประจุใน

นิวเคลียสกับอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น ยิ่งประจุลบมากขนาดยิ่งใหญ่ขึ้นเพราะแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเพิ่มมากขึ้น ชาติในหมู่เดียวกัน ไอออนจะมีขนาดเพิ่มขึ้นจากบนลงล่างเพราะระดับพลังงานเพิ่มขึ้นโปรตอนดึงดูดอิเล็กตรอนได้น้อยลง

พลังงานไอออไนเซชัน (IE) คือพลังงานปริมาณน้อยสุดที่ทำให้อิเล็กตรอนหลุดจากอะตอมในสถานะแก๊ส (เป็นการดูดพลังงาน) ชาติในคาบเดียวกัน IE จะเพิ่มขึ้นตามเลขอะตอมเพราะ มีโปรตอนในนิวเคลียสเพิ่มจึงดึงดูดอิเล็กตรอนได้มาก จึงเสียอิเล็กตรอนยาก ชาติในหมู่เดียวกัน IE จะลดลงเมื่อเลขอะตอมเพิ่มเพราะระดับพลังงานเพิ่มทำให้โปรตอนดึงดูดอิเล็กตรอนน้อยลงจึงเสียอิเล็กตรอนง่าย ค่า IE ทำให้เราทราบว่าอะตอมมีอิเล็กตรอนอยู่ในระดับพลังงานใดและมีจำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละระดับพลังงานเท่าไร

อิเล็กโทรเนกาติวิตี (EN) คือความสามารถของอะตอมในการดึงดูดอิเล็กตรอนในโมเลกุลของสาร ชาติในคาบเดียวกัน ค่า EN จะเพิ่มขึ้นตามเลขอะตอมเพราะชาติทางขวามีขนาดเล็กกว่าชาติทางซ้าย ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนจึงเพิ่มขึ้น ชาติในหมู่เดียวกัน ค่า EN จะลดลงเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น เพราะขนาดอะตอมจะเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง การดึงดูดอิเล็กตรอนจึงลดลง

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (EA) คือความสามารถในการรับอิเล็กตรอนในสถานะแก๊ส (เป็นการคายพลังงาน) ค่า EA จะมีค่าติดลบหรือมีค่าบวกน้อย ยิ่งติดลบมากอะตอมของชาติจะยิ่งรับอิเล็กตรอนเข้ามาได้ดี ชาติในคาบเดียวกัน ค่า EA จะเพิ่มขึ้นตามเลขอะตอมเพราะชาติทางขวาเป็นอโลหะมากกว่าทางซ้าย ดังนั้นเมื่อรับอิเล็กตรอนโอกาสที่จะเสถียรเหมือนแก๊สเฉื่อยจึงเพิ่มขึ้น ชาติในหมู่เดียวกัน ค่า EA จะลดลงตามเลขอะตอมเพราะชาติที่อยู่ข้างล่างมีความเป็นโลหะสูงกว่าด้านบน จึงรับอิเล็กตรอนได้ยาก ค่า EA จึงต่ำ

สารที่มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคมากจะทำให้มีจุดหลอมเหลวและจุดเดือดสูง เพราะการแยกอนุภาคของสารจะใช้วิธีการให้ความร้อนจนมีอุณหภูมิสูงถึงจุดหลอมเหลวหรือจุดเดือดของสาร จึงแยกอนุภาคของสารได้ ดังนั้นพลังงานความร้อนจึงขึ้นอยู่กับขนาดหรือความแข็งแรงของแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาค จุดหลอมเหลวและจุดเดือดของชาติตามคาบจะสูงขึ้นตามเลขอะตอม เพราะเมื่อเลขอะตอมเพิ่มอะตอมจะมีจำนวนวาเลนซ์อิเล็กตรอนมากขึ้น แรงยึดเหนี่ยวจึงสูงขึ้น จุดหลอมเหลวและจุดเดือดของชาติตามหมู่ ถ้าเป็นโลหะจะลดลงตามเลขอะตอม เพราะแรงดึงดูดระหว่างโปรตอนกับอิเล็กตรอนลดลง จุดหลอมเหลวและจุดเดือดของชาติตามหมู่ ถ้าเป็นอโลหะจะเพิ่มขึ้นตามเลขอะตอมเพราะมวลอะตอมเพิ่มแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลจึงมากขึ้น

เลขออกซิเดชัน คือ ค่าประจุไฟฟ้าหรือประจุไฟฟ้าสมมุติของไอออนหรืออะตอมของ

ธาตุ ค่านี้หาได้จากจำนวนอิเล็กตรอนที่ให้หรือรับ ในสารประกอบหรือจำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกัน

เกณฑ์การกำหนดเลขออกซิเดชันของธาตุ และสารประกอบมีดังนี้

1. ธาตุอิสระที่อยู่ในรูปอะตอมหรือโมเลกุล มีค่าเลขออกซิเดชันเป็นศูนย์

2. ออกซิเจนในสารประกอบมีการพิจารณา ดังนี้

ออกซิเจนในสารประกอบทั่วไปมีเลขออกซิเดชันเป็น -2

ออกซิเจนในสารประกอบเปอร์ออกไซด์มีเลขออกซิเดชันเป็น -1

ออกซิเจนในสารประกอบซูเปอร์ออกไซด์มีเลขออกซิเดชันเป็น -1/2

ออกซิเจนในสารประกอบ OF_2 มีเลขออกซิเดชันเป็น +2

3. ไฮโดรเจนในสารประกอบมีการพิจารณา ดังนี้

ไฮโดรเจนในสารประกอบทั่วไปมีเลขออกซิเดชันเป็น +1

ไฮโดรเจนในสารประกอบไฮไดรด์ของโลหะมีเลขออกซิเดชันเป็น -1

4. ไอออนของธาตุจะมีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของไอออนนั้นๆ

5. กรณีที่ไอออนเป็นไอออนที่ประกอบด้วยอะตอมของธาตุมากกว่า 1 ชนิดผลรวมของเลขออกซิเดชันของทุกอะตอมจะเท่ากับประจุของไอออนนั้นๆ

6. ในสารประกอบใดๆผลรวมของเลขออกซิเดชันมีค่าเท่ากับศูนย์

ธาตุชนิดเดียวกันในสารประกอบต่างชนิดกันอาจมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า ค่าเลขออกซิเดชันของธาตุในสารประกอบบางธาตุอาจมีได้เพียงค่าเดียว บางธาตุอาจมีได้หลายค่า แต่จะมีค่าเลขออกซิเดชันสูงสุดได้เท่ากับเลขหมู่ หรือจำนวนวาเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุนั้นๆ (ยกเว้นฟลูออรีนที่มีค่าเท่ากับ -1)

พันธะเคมี

สารในธรรมชาติมีทุกสถานะ ซึ่งสารเหล่านี้ประกอบด้วยอนุภาคขนาดเล็กในรูปของไอออน อะตอม หรือโมเลกุล จำนวนมากมายอยู่ร่วมกันด้วยแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคของสารชนิดต่างๆ เช่น แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมกับอะตอมในโลหะ แรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนในสารประกอบไอออนิกให้กลายเป็นผลึก หรือแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมของธาตุให้เป็นโมเลกุล เป็นต้น แรงยึดเหนี่ยวเหล่านี้ เรียกว่า พันธะเคมี

เนื่องจากแก๊สเฉื่อยเป็นแก๊สที่มีเสถียรภาพสูงจึงสามารถอยู่เป็นอะตอมอิสระได้ ดังนั้น

ธาตุอื่นๆจึงมักจะทำปฏิกิริยากันให้เกิดเป็นสารประกอบเพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับแก๊สเฉื่อย เพื่อให้เกิดเสถียรภาพ

กฎออกเตต เป็นสัดส่วนการรวมตัวของธาตุต่างๆเพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 อะตอมของธาตุบางชนิดสามารถให้หรือรับอิเล็กตรอนแก่สารอื่นได้ และเกิดเป็นไอออนบวกหรือไอออนลบ ตามลำดับ

พันธะไอออนิก เป็นแรงดึงดูดระหว่างประจุไฟฟ้าที่ต่างชนิดกันยึดเหนี่ยวกันเป็นโครงผลึกขนาดใหญ่ โดยมีไอออนบวกและลบสลับกันเป็นสามมิติ โครงสร้างของผลึกขึ้นกับสัดส่วนของจำนวนประจุและขนาดของไอออน สารประกอบที่ยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะไอออนิก เรียกว่า สารประกอบไอออนิก การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก ให้เขียนไอออนบวกไว้ข้างหน้าแล้วตามด้วยไอออนลบ และแสดงอัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนไอออนบวกและไอออนลบ ที่เป็นองค์ประกอบ การรวมตัวกันของสารประกอบไอออนิก รวมตัวกันด้วยอัตราส่วนที่ทำให้ผลรวมของประจุทั้ง 2 เป็นศูนย์ สารประกอบไอออนิก จะไม่มีสูตรโมเลกุลเพราะไอออนทั้ง 2 ชนิดจะอยู่สลับต่อเนื่องกันไปทั้ง 3 มิติไม่แยกเป็นโมเลกุล สารประกอบชนิดนี้จึงมีเพียงสูตรเอมพิริคัล ซึ่งแสดงอัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนไอออนที่เป็นองค์ประกอบ

การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก จะอ่านชื่อไอออนบวกก่อน และตามด้วยไอออนลบ และลงท้ายเสียงด้วย ไ-ด์ (-ide) หรือ -เต (-ate) หรือไ-ต์ (-ite) ในกรณีที่โลหะสามารถเกิดไอออนบวกที่มีประจุได้หลายค่า การอ่านชื่อจะต้องระบุประจุของไอออนบวก เพื่อช้บอกความแตกต่างของสารประกอบ โดยเขียนเป็นเลขโรมันใส่ไว้ในวงเล็บหลังชื่อ ไอออนบวก

การอ่านชื่อ ไอออนบวก เช่น หมู่ I - III A ซึ่งมีประจุค่าเดียว การอ่านชื่อไอออนให้อ่านชื่อธาตุ และลงท้ายด้วยคำว่าไอออน การอ่านชื่อไอออนบวกที่มีไอออนมากกว่า 1 ชนิด เช่นหมู่ IVA และธาตุแทรนซิชัน การอ่านชื่อไอออนให้ระบุประจุที่ปรากฏบนไอออนเป็นเลขโรมัน

การอ่านชื่อ ไอออนลบ หมู่ V - VII A การอ่านชื่อไอออนให้อ่านชื่อธาตุและเปลี่ยนท้ายเสียงเป็น ไ-ด์ (-ide) แล้วจึงลงท้ายด้วยคำว่าไอออน การอ่านชื่อไอออนที่เป็นกลุ่มอะตอมให้ถือว่ากลุ่มอะตอมนั้นมีสมบัติเหมือนไอออนของอะตอมเดี่ยว การอ่านชื่อให้อ่านชื่อกลุ่มของไอออนและลงท้ายด้วยคำว่าไอออน เช่น SO_4^{2-} กลุ่มซัลเฟตให้อ่านว่า ซัลเฟตไอออน

แมกซ์ บอร์น และฟริตซ์ ฮาเบอร์ ตั้งสมมติฐานการเกิดสารประกอบไอออนิกไว้ว่า การเกิดสารประกอบไอออนิกมีหลายขั้นตอน ในแต่ละขั้นตอนจะมีการเปลี่ยนแปลงพลังงานเกิดขึ้นด้วย ซึ่งอาจเป็นการคายพลังงานหรือดูดพลังงานก็ได้ โดยปฏิกิริยาแบบดูดพลังงาน(+)

จะเป็นปฏิกิริยาที่มีการดูดพลังงานมากกว่าพลังงานที่คายออกมา ส่วนปฏิกิริยาแบบคายพลังงาน (-) จะเป็นปฏิกิริยาที่มีการคายพลังงานมากกว่าพลังงานที่ดูดเข้าไป

สมบัติของสารประกอบไอออนิก มีสถานะเป็นของแข็ง เปราะ และแตกง่าย ไม่นำไฟฟ้าแต่ถ้านำไปหลอมเหลวหรือนำไปละลายน้ำ สารประกอบไอออนิกจะนำไฟฟ้าได้ จุดเดือดและจุดหลอมเหลวของสารประกอบไอออนิกจะสูง ส่วนใหญ่สารเหล่านี้จะละลายน้ำได้ แต่มีบางชนิดไม่ละลายน้ำ หรือละลายน้ำได้เพียงเล็กน้อย

สภาพละลายได้ของสาร หมายถึง ความสามารถของสารที่ละลายในสารอื่นจนกลายเป็นสารละลายอิ่มตัว ส่วนใหญ่จะหมายถึง การละลายของสารในน้ำ แต่ถ้าเป็นการละลายในสารอื่นที่ไม่ใช่น้ำต้องระบุด้วยว่าเป็นสารใด เช่น การละลายของสารในแอลกอฮอล์ เป็นต้น

สารประกอบไอออนิก เมื่อละลายน้ำจะสลายพันธะระหว่างไอออนบวกกับไอออนลบ และเกิดแรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนทั้ง 2 กับโมเลกุลของน้ำ พลังงานแลตทิซ เป็นพลังงานที่คายออกมาเมื่อไอออนทั้ง 2 รวมตัวกันเกิดเป็นโครงผลึกในการทำให้ไอออนทั้ง 2 ในโครงผลึกหลุดออกมาเป็นกระบวนการย้อนกลับ ซึ่งจะดูดพลังงานที่คายออกมาในครั้งแรก (ดูดพลังงาน) ส่วนพลังงานไฮเดรชัน เป็นพลังงานที่คายออกมาเมื่อไอออนบวกและไอออนลบรวมตัวกับน้ำ (คายพลังงาน) การเปลี่ยนแปลงพลังงานในการเกิดสารละลายไอออนิก ถ้ามีพลังงานไฮเดรชันสูงกว่าพลังงานแลตทิซ(พลังงานโครงร่างผลึก) จะเป็นปฏิกิริยาคายพลังงาน แต่ถ้ามีพลังงานแลตทิซ มากกว่าพลังงานไฮเดรชันจะเป็นปฏิกิริยาดูดพลังงาน ในการผสมสารละลายของสารประกอบไอออนิกบางคู่ จะได้สารประกอบไอออนิก ชนิดอื่นๆเกิดขึ้นใหม่ ทั้งนี้เพราะไอออนอิสระที่เกิดจากการแตกตัวของสารตั้งต้นจะทำปฏิกิริยากัน และได้เป็นสารตัวใหม่

สมการไอออนิก เป็นสมการที่เขียนขึ้น เพื่อแสดงไอออนอิสระของสารประกอบไอออนิกในสารละลายทุกตัว ส่วน สมการไอออนิกสุทธิ เป็นสมการเคมีที่เขียนขึ้นเพื่อแสดงเฉพาะไอออนบางตัวที่เข้าทำปฏิกิริยากันและได้ผลิตภัณฑ์ ในการเขียนสมการนี้จะต้องดุลทั้งจำนวนอะตอมและจำนวนประจุให้เรียบร้อย

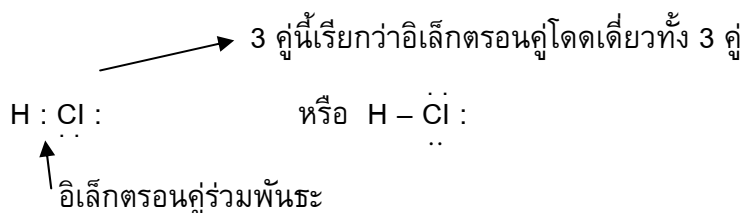
พันธะโคเวเลนต์ เป็นพันธะที่เกิดจากอะตอมของธาตุตั้งแต่ 2 อะตอมขึ้นไปใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่ๆ การรวมตัวกันของอะตอมจะรวมด้วยอัตราส่วนที่ทำให้อะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 ซึ่งเป็นไปตามกฎออกเตต ซึ่งกฎนี้สามารถใช้ทำนายอัตราส่วนจำนวนอะตอมของธาตุองค์ประกอบที่รวมตัวกันเป็นสารโคเวเลนต์ และชนิดของพันธะ

โคเวเลนต์ได้ โมเลกุลของสารที่มีอะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ เรียกว่า โมเลกุลโคเวเลนต์ และเรียกสารที่ประกอบด้วยอะตอมที่สร้างพันธะโคเวเลนต์ว่า สารโคเวเลนต์

พันธะโคเวเลนต์ มีหลายชนิด ดังนี้

1. พันธะโคเวเลนต์ชนิดพันธะเดี่ยว มีการใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมกัน 1 คู่ แทนด้วยจุด 2 จุด หรือเส้นตรง 1 เส้น
2. พันธะโคเวเลนต์ชนิดพันธะคู่ มีการใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมกัน 2 คู่ แทนด้วยจุด 4 จุด หรือเส้นตรง 2 เส้น
3. พันธะโคเวเลนต์ชนิดพันธะสาม มีการใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมกัน 3 คู่ แทนด้วยจุด 6 จุด หรือเส้นตรง 3 เส้น

การเขียนพันธะโคเวเลนต์ สามารถเขียนได้โดยใช้โครงสร้างลิวอิส โดยใช้จุด 2 จุด หรือเส้นตรง 1 เส้น แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ และเรียกอิเล็กตรอนคู่ที่ใช้ร่วมกันว่า อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ ส่วนอิเล็กตรอนที่ไม่มีการใช้ร่วมกัน จะเรียกว่าอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เช่น



พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ หมายถึง พันธะโคเวเลนต์ที่มีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ มาจากอะตอมใดอะตอมหนึ่ง

การเกิดโมเลกุลโคเวเลนต์ ไม่จำเป็นต้องเป็นไปตามกฎออกเตตทุกกรณี เพราะมีสารประกอบโคเวเลนต์บางชนิดที่มีจำนวนอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางมากกว่าหรือน้อยกว่า 8 อิเล็กตรอนก็สามารถเกิดสารประกอบได้ เช่น PCl_5 หรือ BeCl_2 เป็นต้น

การเขียนสูตรโมเลกุลของสารโคเวเลนต์ จะต้องเขียนสัญลักษณ์ของธาตุองค์ประกอบ เรียงลำดับดังต่อไปนี้ B Si C P N H Se S I Br Cl O และ F ถ้ามีธาตุมากกว่า 1 อะตอมให้ระบุด้วยตัวเลขไว้ ด้านล่างขวาของสัญลักษณ์ของธาตุ เช่น H_2O

การอ่านชื่อสารโคเวเลนต์

1. สารประกอบโคเวเลนต์ที่เป็นธาตุคู่ อ่านชื่อธาตุตัวหน้า และตามด้วยธาตุตัวหลัง โดยเปลี่ยนเสียงพยางค์ท้ายเป็น ไ-ด์ (-ide) ระบุจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุด้วยภาษากรีก ถ้าธาตุตัวหน้ามีอะตอมเดียวจะไม่ระบุจำนวน แต่ธาตุหลังต้องระบุจำนวนทุกครั้ง

2. การอ่านชื่อสารโคเวเลนต์ที่มีไฮโดรเจนเป็นองค์ประกอบบางชนิด ไม่เป็นไปตามวิธีการข้อที่ 1 (เช่น H_2S จะอ่านว่าไฮโดรเจนซัลไฟด์, HF จะอ่านว่าไฮโดรเจนฟลูออไรด์) จะอ่านชื่อธาตุตัวแรกและธาตุตัวหลังเปลี่ยนท้ายเสียงเป็น ไ-ด์ เท่านั้น

3. การอ่านชื่อสารโคเวเลนต์ ที่มีไฮโดรเจนเป็นองค์ประกอบบางชนิด จะเรียกชื่อสารโดยใช้ชื่อสามัญ เช่น H_2O เรียกว่าน้ำ, CH_4 เรียกมีเทน, NH_3 เรียก แอมโมเนีย เป็นต้น จำนวนอะตอมในภาษากรีก มีดังนี้

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

ความยาวพันธะ คือ ระยะที่สั้นที่สุดที่นิวเคลียสของอะตอมแต่ละคู่สร้างพันธะกันในโมเลกุล โดยทั่วไปจะพิจารณาเป็นค่าเฉลี่ย เรียกว่าความยาวพันธะเฉลี่ย เพราะความยาวของพันธะระหว่างอะตอมคู่หนึ่งๆจะคำนวณได้จากค่าเฉลี่ยของความยาวพันธะระหว่างอะตอมคู่เดียวกันในโมเลกุลชนิดต่างๆ

พลังงานพันธะเป็นพลังงานปริมาณน้อยสุดที่ใช้ในการสลายพันธะระหว่างอะตอมภายในโมเลกุลให้เป็นอะตอมเดี่ยวในสถานะแก๊ส เนื่องจากการสลายพันธะจะใช้พลังงานไม่เท่ากันแม้เป็นพันธะชนิดเดียวกัน ดังนั้นการพิจารณาพลังงานพันธะจึงจะนำทุกค่ามาเฉลี่ยร่วมกัน เรียกว่า พลังงานพันธะเฉลี่ย (ค่าเฉลี่ยที่ได้จะพิจารณาจากการสลายพันธะในโมเลกุลของสารประกอบหลายๆชนิด และบันทึกเป็นค่ากลางสำหรับอ้างอิง) พลังงานพันธะสามารถใช้เป็นตัวบอกความแข็งแรงของพันธะโคเวเลนต์ระหว่างอะตอมคู่เดียวกันได้ พันธะที่มีพลังงานพันธะสูงจะมีความแข็งแรงมาก เช่น พันธะสามจะแข็งแรงกว่าพันธะคู่ และพันธะเดี่ยว ถ้าเป็นพันธะระหว่างอะตอมคู่เดียวกัน ยิ่งมีความยาวพันธะมาก พลังงานพันธะจะยิ่งมีค่าน้อย เช่น พันธะเดี่ยวมีความยาวพันธะมากที่สุด จึงมีพลังงานพันธะต่ำสุด จากความรู้ในเรื่องความยาวพันธะ และพลังงานพันธะ สามารถใช้ศึกษาชนิดของพันธะโคเวเลนต์ได้ในการคำนวณ

พลังงานพันธะ สามารถหาพลังงานที่เปลี่ยนแปลงของปฏิกิริยาเคมีได้

โครงสร้างเรโซแนนซ์ เป็นโครงสร้างของสารประกอบโคเวเลนต์ที่มีพันธะคู่ในโมเลกุล แต่ไม่สามารถเขียนสูตรโครงสร้างที่แน่นอนได้

โมเลกุลโคเวเลนต์มีรูปร่างได้หลายแบบขึ้นอยู่กับจำนวนพันธะ และจำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ที่อยู่รอบอะตอมกลาง กลุ่มหมอกอิเล็กตรอนในโมเลกุลโคเวเลนต์ ซึ่งมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะอยู่ล้อมรอบอะตอมกลางที่มีประจุไฟฟ้าเหมือนกันจะมีแรงผลักรันเอง ส่งผลให้อิเล็กตรอนแต่ละคู่ อยู่ห่างกันมากที่สุดเพื่อทำให้โมเลกุลของตนเองมีพลังงานต่ำสุด จะได้มีความเสถียร

แบบจำลองการผลักระหว่างคู่อิเล็กตรอนที่อยู่ในวงเวเลนซ์ (Valence Shell Electron Pair Repulsion Model ย่อว่า VSEPR) สามารถใช้ทำนายรูปร่างโมเลกุลโคเวเลนต์ได้ โดยพิจารณาจากจำนวนอิเล็กตรอนวงนอกสุดที่ล้อมรอบอะตอมกลางว่าจะเกิดพันธะเคมี และมีการจัดตัวให้เหมาะสม เช่นไร ดังนี้

1. โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว กรณีที่โมเลกุลมีอะตอม 2 ชนิด คือ A และ B แล้ว A เป็นอะตอมกลาง B เป็นอะตอมที่ล้อมรอบ เขียนสูตรทั่วไปได้ AB_x ; x เป็นจำนวนอะตอม (2,3,.....)

1.1 $x = 2$ ได้ AB_2 มุมระหว่างพันธะ = 180° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นเส้นตรง เช่น $BeCl_2$

1.2 $x = 3$ ได้ AB_3 มุมระหว่างพันธะ = 120° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นสามเหลี่ยมแบนราบ เช่น BF_3

1.3 $x = 4$ ได้ AB_4 มุมระหว่างพันธะ = 109.5° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นทรงเหลี่ยมสี่หน้า เช่น CH_4

1.4 $x = 5$ ได้ AB_5 มุมระหว่างพันธะ = 90° และ 120° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นพีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม เช่น PCl_5

1.5 $x = 6$ ได้ AB_6 มุมระหว่างพันธะ = 90° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นทรงเหลี่ยมแปดหน้า เช่น SF_6

2. โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว กรณีที่โมเลกุลมีอะตอม 2 ชนิด

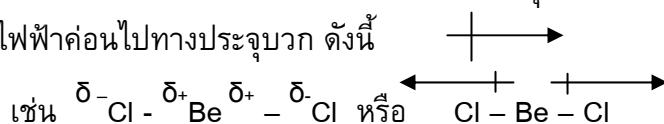
คือ A และ B แล้ว A เป็นอะตอมกลาง B เป็นอะตอมที่ล้อมรอบ เนื่องจากมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว จึงให้ E แทนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เขียนสูตรทั่วไปได้ AB_xE_y ; x เป็นจำนวนอะตอม (2,3,...) และ y เป็นจำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวรอบอะตอมกลาง (1,2,.....)

- 2.1 $x = 2 ; y = 1$ ได้ AB_2E มีรูปร่างเป็นมุมงอ เช่น SO_2
- 2.2 $x = 3 ; y = 1$ ได้ AB_3E มีรูปร่างเป็นพีระมิดฐานสามเหลี่ยม เช่น NH_3
- 2.3 $x = 2 ; y = 2$ ได้ AB_2E_2 มีรูปร่างเป็นมุมงอ เช่น H_2O
- 2.4 $x = 4 ; y = 1$ ได้ AB_4E มีรูปร่างเป็นทรงสี่เหลี่ยมบิดเบี้ยว เช่น SF_4
- 2.5 $x = 3 ; y = 2$ ได้ AB_3E_2 มีรูปร่างเป็นตัวที เช่น ClF_3
- 2.6 $x = 2 ; y = 3$ ได้ AB_2E_3 มีรูปร่างเป็นเส้นตรง เช่น XeF_2
- 2.7 $x = 5 ; y = 1$ ได้ AB_5E มีรูปร่างเป็นพีระมิดฐานสี่เหลี่ยม เช่น BrF_5
- 2.8 $x = 4 ; y = 2$ ได้ AB_4E_2 มีรูปร่างเป็นสี่เหลี่ยมแบนราบ เช่น XeF_4

ในกรณีที่มีทั้งอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว แรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนทั้ง 2 ประเภทนี้ เป็นดังนี้ คือ อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวกับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจะมีแรงผลักรวมมากที่สุด คือ มากกว่าอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวกับอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ และมากกว่าอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะกับ อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะด้วยกันเองเขียนแทนได้ ดังนี้

$$E \text{ กับ } E > E \text{ กับ } e^- \text{ คู่ร่วมพันธะ} > e^- \text{ คู่ร่วมพันธะ} \text{ กับ } e^- \text{ คู่ร่วมพันธะ}$$

การพิจารณาสภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์ พิจารณาที่ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี โดยพันธะโคเวเลนต์ที่เกิดจากอะตอมของธาตุที่มีค่า EN เท่ากันจะเป็นพวกพันธะโคเวเลนต์ไม่มีขั้ว แต่ถ้าเกิดจากอะตอมของธาตุที่มีค่า EN แตกต่างกันจะเป็นพวกพันธะโคเวเลนต์มีขั้ว การแสดงขั้วพันธะจะใช้สัญลักษณ์เดลต้าบวก (δ^+) แทนอะตอมที่มีอำนาจไฟฟ้าค่อนข้างบวกและใช้สัญลักษณ์เดลต้าลบ (δ^-) แทนอะตอมที่มีอำนาจไฟฟ้าค่อนข้างลบหรือใช้เครื่องหมายลูกศรชี้ไปในทิศที่อะตอมแสดงอำนาจไฟฟ้าค่อนข้างบวกและทำลูกศรที่คล้ายประจุบวกจะแทนอำนาจไฟฟ้าค่อนข้างบวก ดังนี้



กรณีที่โมเลกุล ประกอบด้วยอะตอมคู่ที่เป็นพันธะไม่มีขั้ว จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว เช่น

H_2 แต่ถ้าโมเลกุลนั้นประกอบด้วยอะตอมคู่ที่เป็นพันธะมีขั้ว จะเป็นโมเลกุลมีขั้ว เช่น HF การพิจารณาสภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์จะพิจารณาที่สภาพขั้วของพันธะและรูปร่างโมเลกุลเป็นหลัก ดังนี้

1. กรณีที่โมเลกุลเกิดจากพันธะที่มีขั้ว และรูปร่างโมเลกุลสมมาตร โมเลกุลจะไม่มีขั้ว เช่น $BeCl_2$

2. กรณีที่โมเลกุลเกิดจากพันธะที่มีขั้ว แต่รูปร่างโมเลกุลไม่สมมาตร โมเลกุลจะมีขั้ว เช่น CH_3Cl

การเปรียบเทียบแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคของสารสามารถพิจารณาได้จากจุดเดือด จุดหลอมเหลวของสาร ถ้ามีจุดเดือดจุดหลอมเหลวสูงแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคจะมาก

แรงลอนดอน เป็นแรงที่เกิดจากการกระจายของอิเล็กตรอนในอะตอมทำให้เกิดขั้วไฟฟ้าชั่วขณะ และขั้วไฟฟ้านี้จะเหนี่ยวนำโมเลกุลข้างเคียงให้มีขั้วและเกิดแรงดึงดูดระหว่างกัน แรงลอนดอนนี้สามารถพบในโมเลกุลโคเวเลนต์ทุกชนิด ค่าของแรงลอนดอนจะมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับมวลโมเลกุลหรือขนาดโมเลกุล ถ้ามวลโมเลกุลมากหรือขนาดโมเลกุลใหญ่ จะมีแรงนี้เพิ่มมากขึ้น นอกจากนี้รูปร่างของโมเลกุลยังมีผลต่อแรงนี้ด้วย เช่น การต่อกันเป็นโมเลกุลโซ่ยาวจะมีแรงนี้มากกว่า การต่อกันเป็นโซ่กิ่ง

แรงเหนี่ยวนำ หรือแรงเดอบาย เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลโคเวเลนต์ที่มีขั้ว และไม่มีขั้วโดยโมเลกุลโคเวเลนต์มีขั้วจะเหนี่ยวนำโมเลกุลไม่มีขั้วให้เป็นโมเลกุลมีขั้ว ชั่วขณะ และดึงดูดกัน ความแรงของแรงเหนี่ยวนำขึ้นกับความสามารถในการเกิดมีขั้วของโมเลกุลที่ถูกเหนี่ยวนำ ถ้ามีมากแรงนี้ก็มากด้วย นอกจากนี้ขนาดของอะตอมหรือโมเลกุลก็มีผลต่อแรงนี้เช่นกัน ถ้ามีขนาดใหญ่ แรงนี้จะมาก

แรงดึงดูดระหว่างขั้ว เป็นแรงดึงดูดระหว่างขั้วไฟฟ้าบวกและลบของโมเลกุลโคเวเลนต์ที่อยู่ใกล้ชิดกัน แรงนี้จะมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับความแตกต่างของอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุ ถ้ามีความแตกต่างกันมากแรงดึงดูดระหว่างขั้วจะมากด้วย

แรงแวนเดอร์วาลส์ เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลโคเวเลนต์ ซึ่งมีความหมายรวมทั้งแรงลอนดอน, แรงเหนี่ยวนำ และแรงดึงดูดระหว่างขั้ว ในการกล่าวถึงแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลโคเวเลนต์ทั่วไป จะกล่าวถึงแรงที่มีความแข็งแรงมาก ๆ เท่านั้น ดังนั้นถ้าใน

โมเลกุลมีทั้งแรงดึงดูดระหว่างขั้วและแรงลอนดอนก็จะกล่าวเฉพาะแรงดึงดูดระหว่างขั้วเท่านั้น

พันธะไฮโดรเจน เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลที่เกิดจากอะตอมของธาตุไฮโดรเจนกับอะตอมของธาตุอื่น ที่มีขนาดเล็กแต่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง เช่น F O N

สารโครงผลึกร่างตาข่าย เป็นสารประกอบชนิดหนึ่งที่มีพันธะโคเวเลนต์ภายในอะตอมยึดเหนี่ยวกันทั้ง 3 มิติ ทำให้เกิดเป็นโครงสร้างคล้ายตาข่าย เช่น เพชร, แกรไฟต์ และซิลิกา สารประกอบประเภทนี้มีจุดเดือดจุดหลอมเหลวสูงมาก

เพชรเทียม คือ แร่ หรือสารสังเคราะห์ชนิดหนึ่งที่ไม่ใช่ธาตุคาร์บอนเป็นองค์ประกอบ เพชรเทียม เมื่อนำมาเจียรระไนจะหักเหแสงได้คล้ายเพชร เช่น เพชรรัสเซีย หรือคิวบิก เซอร์โคเนีย ทำมาจาก เซอร์โคเนียไดออกไซด์ (ZrO_2)

พันธะโลหะ เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนบวกและเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่เป็นอิสระ ความแข็งแรงของพันธะชนิดนี้ขึ้นอยู่กับจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน และประจุของไอออนบวกของโลหะแต่ละชนิด สมบัติของโลหะ มีดังนี้ นำไฟฟ้าและนำความร้อนได้ดี มีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูง สามารถตีเป็นแผ่นบางๆหรือดึงเป็นเส้นได้ และสะท้อนแสงได้

สมบัติของธาตุและสารประกอบ

สมบัติของสารประกอบของธาตุตามคาบ

การพิจารณาสมบัติของสารประกอบของธาตุตามคาบ จะพิจารณาธาตุในคาบที่ 2 และ 3 โดยพิจารณาที่จุดเดือดจุดหลอมเหลว ความเป็นกรด – เบส ของสารประกอบคลอไรด์ และออกไซด์

โลหะของธาตุในคาบที่ 2 และ 3 เมื่อเกิดสารประกอบคลอไรด์ และออกไซด์จะมีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูง เพราะเป็นสารประกอบไอออนิก และได้สารละลายมีสมบัติเป็นกลาง และเบส ตามลำดับ

อโลหะของธาตุในคาบที่ 2 และ 3 เมื่อเกิดสารประกอบคลอไรด์ และออกไซด์ จะมีจุดเดือด และจุดหลอมเหลวต่ำ เพราะเป็นสารประกอบโคเวเลนต์ (โมเลกุลยึดเหนี่ยวกันด้วย

แรงแวนเดอร์วาลส์) และได้สารละลายที่มีสมบัติเป็นกรดทั้งสารละลายคลอไรด์ และสารละลายออกไซด์

โลหะ หมู่ IA และ IIA เป็นโลหะอ่อน เมื่อทำปฏิกิริยากับน้ำจะได้แก๊สไฮโดรเจนและสารละลายที่มีสมบัติเป็นเบส ทั้ง 2 หมู่ แต่ที่อุณหภูมิห้อง โลหะหมู่ IA จะทำปฏิกิริยากับน้ำได้เร็ว และรุนแรงกว่าหมู่ IIA

การละลายน้ำของสารประกอบธาตุ หมู่ IA จะละลายน้ำได้ดีทุกตัว ส่วนธาตุหมู่ IIA บางตัวละลายน้ำได้ บางตัวไม่ละลายน้ำ หรือละลายน้ำได้เพียงเล็กน้อย

ธาตุหมู่ VII A เป็นโลหะมีทุกสถานะธาตุทุกตัวในหมู่ นี้จะมีสีและสีจะเข้มขึ้นเรื่อยๆ จากบนลงล่าง ธาตุหมู่ นี้สามารถทำปฏิกิริยากับสารประกอบของธาตุหมู่เดียวกันได้โดยความสามารถในการทำปฏิกิริยาของธาตุหมู่ VII A จะลดลงจากบนลงล่างและสามารถเกิดปฏิกิริยากับธาตุอื่นเป็นสารประกอบมากมายหลายชนิด เช่น โซเดียมคลอไรด์ (NaCl) โซเดียมไฮโปคลอไรต์ (NaClO) , โซเดียมคลอไรต์ (NaClO_2) , โซเดียมคลอเรต (NaClO_3) หรือโซเดียมเปอร์คลอเรต (NaClO_4) เป็นต้น

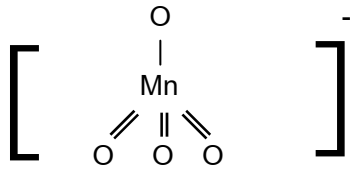
จากสมบัติของธาตุ หมู่ IA, IIA และ VII A ทำให้สรุปได้ว่าธาตุกลุ่ม A ที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะเกิดปฏิกิริยาเคมีได้คล้ายกัน และแตกต่างจากธาตุกลุ่ม A ที่อยู่ในหมู่อื่น

ตำแหน่งของธาตุไฮโดรเจน ในตารางธาตุจะอยู่ในคาบที่ 1 แต่อยู่กึ่งกลางระหว่างธาตุหมู่ IA และหมู่ VII A เพราะธาตุไฮโดรเจนมีสมบัติบางประการคล้ายธาตุหมู่ IA และหมู่ VII A จึงจัดเข้าหมู่ใดหมู่หนึ่งไม่ได้ ต้องไว้ตรงกลาง

ธาตุแทรนซิชัน เป็นธาตุกลุ่ม B จัดเป็นโลหะหนัก มีจุดเดือดจุดหลอมเหลว และความหนาแน่นสูงกว่าธาตุกลุ่ม A เวเลนซ์อิเล็กตรอนส่วนใหญ่จะเป็น 2 มีบางตัวเป็น 1 สมบัติของธาตุแทรนซิชันจะคล้ายกันตามคาบมากกว่าตามหมู่ (ธาตุกลุ่ม A สมบัติจะคล้ายกันตามหมู่มากกว่าตามคาบ) ธาตุแทรนซิชันมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า เกิดสารประกอบได้หลายชนิด สารประกอบของธาตุแทรนซิชัน ส่วนใหญ่จะมีสี และสีจะแตกต่างกันตามชนิดและจำนวนโมเลกุลหรือไอออนที่ล้อมรอบธาตุแทรนซิชัน และเลขออกซิเดชันของธาตุแทรนซิชันนั้นๆ ธาตุแทรนซิชัน นอกจากจะเกิดเป็นสารประกอบธรรมดา (เช่น MnO_2) แล้วยังสามารถเกิดเป็นสารประกอบเชิงซ้อนได้อีกด้วย เช่น KMnO_4

สารประกอบเชิงซ้อน เป็นสารประกอบที่มีไอออนเชิงซ้อนอยู่ในโมเลกุลร่วมกับโลหะหรือโลหะอย่างใดอย่างหนึ่ง เช่น KMnO_4 และ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$

ไอออนเชิงซ้อน คือไอออนที่ประกอบด้วยอะตอมของธาตุแทรนซิชันเป็นอะตอมกลาง และมีโมเลกุลหรือไอออนมาล้อมรอบ (เราเรียกโมเลกุลหรือไอออนที่มาล้อมรอบว่า ลิแกนด์) เช่น KMnO_4 มี MnO_4^- เป็นไอออนเชิงซ้อน ดังนี้



ธาตุกึ่งโลหะ เป็นธาตุที่มีสมบัติบางประการเหมือนทั้งโลหะและอโลหะ ส่วนใหญ่จะอยู่ขีดเส้นทึบที่เป็นขั้นบันไดในตารางธาตุ

ธาตุกัมมันตรังสี คือ ธาตุที่สามารถแผ่รังสีแล้วทำให้ตัวเองกลายเป็นอะตอมของธาตุใหม่ได้ ธาตุชนิดนี้พบได้ทั้งในธรรมชาติและมนุษย์สามารถสังเคราะห์ขึ้นได้

กัมมันตภาพรังสี คือ ปรากฏการณ์ที่ธาตุสามารถแผ่รังสีได้เองอย่างต่อเนื่อง การเปลี่ยนแปลงนี้จะเกิดภายในนิวเคลียสของไอโซโทปที่ไม่เสถียร ส่วนใหญ่จะเกิดกับธาตุที่มีเลขอะตอมสูงกว่า 83 แต่บางชนิดอาจมีเลขอะตอมต่ำกว่านี้ เช่น ^{43}Pt

ธาตุกัมมันตรังสี เป็นธาตุที่มีนิวเคลียสไม่เสถียร จึงเกิดการสลายตัวให้อนุภาคหรือรังสีต่าง ๆ ตัวอย่างรังสีหรืออนุภาคที่ปล่อยออกมา เช่น

1. รังสีแอลฟา หรือ อนุภาคแอลฟา ใช้สัญลักษณ์ α หรือ $^4\text{He}_2$
2. รังสีบีตา หรือ อนุภาคบีตา ใช้สัญลักษณ์ β หรือ $^0\text{e}_{-1}$
3. รังสีแกมมา หรือ อนุภาคแกมมา ใช้สัญลักษณ์ γ
4. โพซิตรอน ใช้สัญลักษณ์ β^+ หรือ $^0\text{e}_{+1}$
5. โปรตอน ใช้สัญลักษณ์ P หรือ $^1\text{H}_1$
6. ดิวเทรอน ใช้สัญลักษณ์ D หรือ $^2\text{H}_1$
7. ทริทอน ใช้สัญลักษณ์ T หรือ $^3\text{H}_1$
8. นิวตรอน ใช้สัญลักษณ์ n หรือ $^1\text{n}_0$

ไอโซโทปของนิวเคลียสที่มีอัตราส่วนระหว่างจำนวนนิวตรอนแตกต่างจากจำนวนโปรตอนมากๆ จะไม่เสถียรและแผ่รังสีออกมาโดยการแผ่รังสีจะเกิดได้ตลอดเวลาโดยไม่ขึ้นอยู่กับอุณหภูมิและความดัน แต่การสลายตัวและแผ่รังสีของไอโซโทปกัมมันตรังสีจะแปรผันโดยตรงกับจำนวนอนุภาคที่อยู่ในนิวเคลียสกัมมันตรังสี

ธาตุกัมมันตรังสีแต่ละชนิดจะสามารถสลายตัวได้เร็วและช้าแตกต่างกันไป ซึ่งจะบอกเป็นครึ่งชีวิต ($t_{1/2}$)

ครึ่งชีวิตเป็นปริมาณที่ใช้บอกการสลายตัวของธาตุกัมมันตรังสี โดยจะบอกถึงระยะเวลาที่นิวเคลียสของธาตุกัมมันตรังสีเกิดการสลายตัวจนเหลือเพียงครึ่งหนึ่งของปริมาณเดิมที่มีสารนั้น ซึ่งครึ่งชีวิตของธาตุแต่ละไอโซโทปกัมมันตรังสีจะไม่เหมือนกัน และครึ่งชีวิตของธาตุกัมมันตรังสีแต่ละชนิดจะคงเดิมไม่ว่าจะอยู่ในรูปของธาตุหรือเกิดเป็นสารประกอบ

ปฏิกิริยานิวเคลียร์ คือ การเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นภายในนิวเคลียสของธาตุโดยอาจเกิดการแตกตัวหรือการรวมตัวของนิวเคลียสก็ได้ และได้พลังงานออกมาจำนวนมาก

ปฏิกิริยาฟิชชัน เป็นกระบวนการที่นิวเคลียสของธาตุหนักแตกตัวออกเป็นไอโซโทปของธาตุที่มีน้ำหนักเบากว่า และคายพลังงานออกมาจำนวนมากปฏิกิริยานี้จะได้ไอโซโทปกัมมันตรังสีออกมาด้วยมากมายหลายชนิด จึงจัดว่าเป็นวิธีผลิตไอโซโทปกัมมันตรังสี นอกจากนี้ยังมีนิวตรอนเกิดขึ้นในปฏิกิริยา และนิวตรอนที่เกิดขึ้นนี้สามารถชนกับนิวเคลียสอื่นๆแล้วเกิดปฏิกิริยาฟิชชันอย่างต่อเนื่องเรื่อยไป เรียกว่าปฏิกิริยาลูกโซ่

การควบคุมปฏิกิริยาฟิชชัน ทำได้ดังนี้

1. คুমมวลสารตั้งต้นให้มีปริมาณน้อยๆ เพื่อให้มีนิวตรอนน้อยลงไปด้วย เมื่อนิวตรอนน้อยก็จะทำให้เกิดปฏิกิริยาลูกโซ่ได้ยากขึ้น
2. ใช้โลหะบางชนิด เช่น โลหะแคดเมียม และโบรอน จับนิวตรอน เพื่อทำให้เหลือปริมาณน้อย จะได้เกิดปฏิกิริยาลูกโซ่ได้ยาก
3. ใช้แท่งแกรไฟต์ หรือใช้น้ำเพื่อทำให้นิวตรอนเคลื่อนที่ช้าลง จะได้เกิดปฏิกิริยาลูกโซ่ได้ยากขึ้น

ปฏิกิริยาฟิชชันมีประโยชน์หลายอย่าง เช่น ใช้ผลิตไอโซโทปกัมมันตรังสีในเตาปฏิกรณ์ปรมาณู เพื่อนำมาใช้ประโยชน์ในวงการเกษตร วงการแพทย์ วงการอุตสาหกรรม โดยใช้ผลิตภัณฑ์กระแสไฟฟ้าปรมาณูและใช้หาอายุวัตถุโบราณ

ปฏิกิริยาฟิวชันเป็นกระบวนการที่นิวเคลียสของธาตุเบา 2 ชนิด มาหลอมรวมกันเกิดเป็นนิวเคลียสใหม่ที่มีมวลเพิ่มมากขึ้นกว่าเดิม และคายพลังงานออกมาจำนวนมาก การเกิดปฏิกิริยาฟิวชัน จะต้องมีพลังงานเริ่มต้นจำนวนมาก โดยต้องมีมากกว่าแรงผลักระหว่างนิวเคลียสที่มารวมกัน ซึ่งพลังงานหรือความร้อนจำนวนมากนี้อาจได้มาจากปฏิกิริยาฟิชชันก็ได้ เพราะปฏิกิริยาฟิชชันจัดเป็นปฏิกิริยาชนวนที่สามารถทำให้เกิดปฏิกิริยาฟิวชันได้ ตัวอย่างปฏิกิริยาฟิวชัน เช่น ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นบนดวงอาทิตย์

ปฏิกิริยาฟิวชันถ้าควบคุมให้เกิดอย่างช้าๆและต่อเนื่อง จะได้พลังงานออกมาจำนวนมาก ปฏิกิริยาฟิวชัน ได้เปรียบปฏิกิริยาฟิชชันหลายอย่าง เช่น คายพลังงานออกมามากกว่าสารตั้งต้นของปฏิกิริยาหาได้ง่ายกว่าและมีปริมาณมากกว่าปฏิกิริยาฟิชชัน ผลิตรังสีของปฏิกิริยาฟิวชันจะได้ธาตุกัมมันตรังสีที่มีครึ่งชีวิตสั้นกว่าและมีอันตรายน้อยกว่าปฏิกิริยาฟิชชันด้วย ทั้งปฏิกิริยาฟิชชันและปฏิกิริยาฟิวชัน ถ้าไม่ควบคุมปฏิกิริยาให้ดีหรือปล่อยให้เกิดอย่างรวดเร็วจะทำให้เกิดการระเบิดอย่างรุนแรง

เนื่องจากธาตุต่างๆ ที่อยู่ในตารางธาตุมี การจัดเรียงโดยอาศัยสมบัติของธาตุที่คล้ายคลึงกัน และแตกต่างกันเป็นเกณฑ์ ดังนั้น ถ้าทราบสมบัติของธาตุจะทำให้บอกตำแหน่งของธาตุที่อยู่ในตารางธาตุได้ และถ้าทราบตำแหน่งของธาตุก็จะบอกสมบัติบางประการของธาตุได้เช่นกัน ซึ่งธาตุและสารประกอบของธาตุที่มีอยู่ในสิ่งมีชีวิตและสิ่งแวดล้อม จะมีทั้งคุณและโทษต่อมนุษย์

