

## บทที่ 1

### โครงสร้างอะตอมของธาตุและสมบัติ

โครงสร้างอะตอมเป็นความรู้พื้นฐานที่จะนำไปสู่การเรียนรู้วิชาเคมีส่วนอื่นๆ เพราะจะทำให้เข้าใจว่าอะตอมมีลักษณะอย่างไร มีสมบัติอย่างไร ทำไมจึงเกิดการเปลี่ยนแปลงในธาตุที่แตกต่างกัน ซึ่งเป็นสาระที่อยู่ในหนังสือเรียนและคู่มือครูสาระการเรียนรู้พื้นฐาน และเพิ่มเติมเคมีเล่ม 1 และ 2 ตามลำดับ (กระทรวงศึกษาธิการ, 2549 - 2548) , เคมีเล่ม2(ทบวงมหาวิทยาลัย, 2540) และกฤษฎณาชุตติมา เล่ม 1 , 2(2549 , 2551)

#### แบบจำลองอะตอมและสัญลักษณ์นิวเคลียร์

อะตอม คือ หน่วยย่อยที่เล็กที่สุดที่ไม่สามารถแบ่งได้อีก ไม่สามารถมองด้วยตาเปล่าได้ ดังนั้นจึงต้องศึกษาโดยการสร้างแบบจำลองหรือมโนภาพ ซึ่งแบบจำลองอะตอม มีวิวัฒนาการของแบบจำลองหลายแบบตามข้อมูลการทดลอง และมีการเปลี่ยนแปลงผลการทดลองตามข้อความรู้อันมากขึ้น 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 ถ้าบริเวณใดมีกลุ่มหมอกที่บวมจะมีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้มากกว่าบริเวณ

ใดที่มีกลุ่มหมอกจางจะมีโอกาสพบอิเล็กตรอนได้น้อย

จากการศึกษาเรื่องการนำไฟฟ้าของนักวิทยาศาสตร์ โดยผ่านไฟฟ้ากระแสตรงเข้าไปในหลอดแก้วบรรจุแก๊สความดันต่ำ และเกิดรังสีพุ่งออกจากแคโทดไปแอโนดทำให้พบ รังสีแคโทด เรียกหลอดแก้วที่ใช้ศึกษารังสีแคโทดว่า หลอดรังสีแคโทด จากการดัดแปลงหลอดรังสีแคโทด ของออยเกน โกลด์ชไตน์ ทำให้พบว่าอะตอมประกอบด้วยอนุภาค 2 ชนิดที่มีประจุต่างกัน ประจุลบเรียกว่า อิเล็กตรอน ประจุบวก เรียกว่า โปรตอน

จากการยิงอนุภาคแอลฟาไปยังแผ่นทองคำบางๆ ทำให้พบว่ามวลส่วนใหญ่ของอะตอมคือมวลของนิวเคลียส ส่วนอิเล็กตรอนเป็นส่วนประกอบที่ทำให้อะตอมมีขนาดใหญ่แต่มีมวลน้อย จนถึงได้ว่าไม่มีผลต่อมวลอะตอม 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

ไอโซโทป คือ อะตอมของธาตุเดียวกันที่มีเลขอะตอมเท่ากันแต่เลขมวลต่างกัน

ไอโซบาร์ คือ อะตอมของธาตุคนละชนิดที่มีเลขอะตอมต่างกันแต่เลขมวลเท่ากัน

ไอโซโทน คือ อะตอมของธาตุคนละชนิดที่มีเลขมวลและเลขอะตอมต่างกันแต่มีนิวตรอนเท่ากัน

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 ทำให้ทราบว่า

แสงที่ประสาทตาของมนุษย์สามารถรับรู้ได้เรียกว่า แสงที่ตามองเห็นได้ มีความยาวคลื่นในช่วง 400 – 700 นาโนเมตร ประกอบด้วยแสงสีต่างๆกัน เนื่องจากตาของคนไม่สามารถแยกสีต่างๆของแสงจากดวงอาทิตย์ได้ จึงเห็นเป็นสีรวมสีเดียวคือสีขาวจึงเรียกว่า แสงขาว แต่ถ้านำแสงอาทิตย์หรือแสงขาวมาผ่านปริซึมจะแยกออกเป็นแสงสีรุ้ง 7 สีต่อเนื่องกันเรียกว่า แถบสเปกตรัมของแสงขาว จากความรู้ดังกล่าวนักวิทยาศาสตร์ได้ศึกษาสารประกอบของโลหะชนิดต่างๆ โดยการเผาสารประกอบของโลหะเหล่านั้น แล้วพิจารณาที่สีของเปลวไฟ พบว่าโลหะต่างชนิดกันจะให้สีเปลวไฟแตกต่างกัน เมื่อ กุสตาฟ คีร์ชฮอฟฟ์ ผลิตสเปกโทรสโคป ซึ่งใช้ศึกษาสเปกตรัมที่ได้จากการเผาสารประกอบ ทำให้นักวิทยาศาสตร์สามารถหาธาตุองค์ประกอบในสารประกอบได้ โดยธาตุต่างชนิดกันจะให้สเปกตรัมต่างกัน และมีจำนวนเส้นสีเฉพาะตัว เส้นสีต่างๆนี้เรียกว่า เส้นสเปกตรัม

การเผาสารประกอบของโลหะชนิดเดียวกันจะได้สีของเปลวไฟสีเดียวกัน นั่นคือ สีของเปลวไฟเกิดจากองค์ประกอบที่เป็นโลหะในสารประกอบนั้น สารที่เป็นแก๊สสามารถตรวจสอบสเปกตรัมได้โดยนำแก๊สไปบรรจุในหลอดแก้วความดันต่ำ และใช้พลังงานไฟฟ้าแทนการเผา เมื่อธาตุได้พลังงานก็จะเปล่งแสงเป็นสีต่างๆหลายสี เมื่อสีเหล่านั้นรวมกันจะเห็นเป็นสีเดียว ซึ่งตาของคนบอกความแตกต่างไม่ได้ ต้องใช้แผ่นเกรตติงส่องดู จึงจะเห็นเป็นเส้นสเปกตรัมของแต่ละธาตุที่มีลักษณะแตกต่างกัน ทั้งนี้เพราะอิเล็กตรอนซึ่งเคลื่อนที่อยู่รอบนิวเคลียสจะมีพลังงานเฉพาะตัวอยู่ในระดับพลังงานที่ต่ำเรียกว่า สถานะพื้น เมื่ออะตอมได้พลังงานเพิ่มขึ้นอิเล็กตรอนก็จะถูกกระตุ้นให้มีพลังงานในตัวสูงขึ้นเรียก สถานะกระตุ้น ซึ่งอะตอมไม่เสถียรเพราะมีพลังงานสูง อิเล็กตรอนจึงต้องคายพลังงานออกมาเพื่อลดพลังงานของตนเอง และกลับเข้าสู่ระดับพลังงานที่ต่ำกว่าที่ถูกกระตุ้น เพื่อให้อะตอมมีความเสถียรมากขึ้น พลังงานที่อะตอมคายออกมาจะอยู่ในรูปของพลังงานแสง ถ้าแสงสีที่คายออกมาแยกออกจากกันอย่างชัดเจนจะปรากฏเป็นเส้นสเปกตรัม แต่ถ้าสีที่ปรากฏออกมามีลักษณะต่อเนื่องกันจะให้สเปกตรัมเป็นแถบการที่ตาของคนสามารถเห็นสเปกตรัมติดต่อกันเป็นเวลานาน เป็นเพราะอิเล็กตรอนในหลายๆอะตอมของธาตุเหล่านั้นได้รับและคายพลังงานตลอดเวลา นั่นคืออิเล็กตรอนที่มีพลังงานสูงจะคายพลังงานเพื่อให้กลับเข้าสู่สถานะพื้น ในขณะที่อิเล็กตรอนของอะตอมอื่นๆก็จะถูกกระตุ้นขึ้นไปสู่สถานะกระตุ้น แล้วจึงคายพลังงานกลับสู่สถานะพื้นวนเวียนอยู่เช่นนี้ต่อเนื่องกันไป

อะตอมมีระดับพลังงานได้หลายค่า ทั้งระดับที่มีอิเล็กตรอนอยู่ตามปกติ และระดับที่ไม่มีอิเล็กตรอนอยู่อย่างถาวร แต่จะอยู่เมื่อได้รับพลังงานกระตุ้น เมื่อมีการคายพลังงานจะทำให้เกิดเส้นสเปกตรัม สเปกตรัมของธาตุต่างๆอาจปรากฏอยู่ในช่วงคลื่นของแสงที่ตามองเห็นได้ และอยู่ในช่วงคลื่นอื่นๆที่มีชื่อเรียกแตกต่างกันดังนี้

1. อนุกรมโลมาน พบในช่วงคลื่นรังสีอัลตราไวโอเล็ต
2. อนุกรมบัลเมอร์ พบในช่วงคลื่นแสงที่ตามองเห็นได้
3. อนุกรมพาสเชน พบในช่วงคลื่นรังสีอินฟราเรด
4. อนุกรมแบรกกेट พบในช่วงคลื่นรังสีอินฟราเรด
5. อนุกรมฟูนต์ พบในช่วงคลื่นรังสีอินฟราเรด

อนุกรมทั้ง 5 นี้ได้เรียงลำดับจากพลังงานสูงไปสู่พลังงานที่ต่ำ

ในการแปลความหมายของเส้นสเปกตรัม นักวิทยาศาสตร์ได้ใช้อะตอมของไฮโดรเจนในการศึกษา เพราะไฮโดรเจนเป็นอะตอมที่มีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียว พบว่าอะตอมของไฮโดรเจนให้เส้นสเปกตรัมได้หลายเส้น จึงสรุปได้ว่าอิเล็กตรอนในอะตอมสามารถขึ้นไปอยู่ในสถานะกระตุ้นที่มีพลังงานต่างกันได้หลายระดับ และความแตกต่างระหว่างพลังงานของแต่ละระดับที่อยู่ถัดไปก็จะมีค่าไม่เท่ากัน โดยความแตกต่างของพลังงานจะลดลงเมื่อระดับพลังงานสูงขึ้น สรุปได้ดังนี้

1. เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานที่พอเหมาะ จะขึ้นไปสู่ระดับพลังงานที่สูงกว่าเดิมได้ แต่จะอยู่ระดับใดขึ้นกับปริมาณพลังงาน แต่การที่อิเล็กตรอนขึ้นไปอยู่ในระดับพลังงานใหม่ อะตอมจะไม่เสถียร อิเล็กตรอนจึงต้องกลับมาอยู่ในระดับพลังงานที่ต่ำกว่า ในการเปลี่ยนตำแหน่งอิเล็กตรอนจะคายพลังงานออกมาจำนวนหนึ่ง ตามทฤษฎีของพลังค์

2. การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอน จะเปลี่ยนไปยังระดับพลังงานใดก็ได้ไม่จำเป็นต้องเป็นระดับพลังงานที่อยู่ติดกัน แต่มีข้อแม้ว่าเมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานจะไปอยู่ระหว่างระดับพลังงานไม่ได้ ต้องอยู่ที่ระดับพลังงานใดระดับพลังงานหนึ่งเท่านั้น

3. ผลต่างของพลังงานระหว่างระดับพลังงานต่ำ จะมากกว่าผลต่างของพลังงานระหว่างระดับพลังงานสูงขึ้นไป

จากการศึกษาแบบจำลองอะตอมของโบร์ ทำให้พบว่าอิเล็กตรอนมีสมบัติเป็นคลื่นได้ แต่แบบจำลองอะตอมของโบร์ไม่สามารถอธิบายสเปกตรัมของอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอนได้ จึงทำให้มีการศึกษาเพิ่มเติมจนพบว่าอิเล็กตรอนเป็นได้ทั้งอนุภาคและคลื่น โดยอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสในลักษณะของคลื่นนิ่ง บริเวณที่จะพบอิเล็กตรอนจะพบได้หลายลักษณะเป็นรูปทรงต่างๆตามแต่ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนนั้น

เมื่อใช้สมการคลื่น ซึ่งเป็นสมการทางคณิตศาสตร์ชั้นสูงศึกษาแบบจำลองอะตอมทำให้ทราบว่าอะตอมประกอบด้วยนิวเคลียส (ซึ่งเป็นที่รวมของโปรตอนและนิวตรอน) และมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่อยู่รอบๆ และอยู่ในระดับพลังงานที่แตกต่างกัน

จำนวนอิเล็กตรอนที่มากที่สุดในแต่ละระดับพลังงาน มีค่าเท่ากับ  $2n^2$  ( $n =$  ระดับ

พลังงาน 1,2,3, . . . )

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

## การจัดเรียงอิเล็กตรอน

จากแบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอกซึ่งใช้ในปัจจุบันพบว่าอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสมีการเคลื่อนที่ตลอดเวลา ความหนาแน่นของกลุ่มหมอกวัดในรูปของโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่รอบนิวเคลียส ซึ่งมีอาณาเขตและรูปร่างสามมิติแตกต่างกันไป เช่นมีรูปร่างเป็นทรงกลมใน s ออร์บิทัล , มีรูปร่างคล้ายดัมเบลล์ใน p ออร์บิทัล เป็นต้น

ออร์บิทัล หมายถึง บริเวณรอบๆนิวเคลียสที่มีโอกาสสูงที่จะพบอิเล็กตรอนและมีพลังงานเฉพาะของตนเอง ออร์บิทัลจะมีชื่อและรูปร่างต่างกัน เช่น s (sharp)ออร์บิทัล เป็นทรงกลม p (principal) ออร์บิทัล เป็นดัมเบลล์ d (diffuse) ออร์บิทัล และ f (fundamental) 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 เพราะจะทำให้พลังงานรวมทั้งหมอดีค่าต่ำสุดทำให้อะตอมเสถียร

3. กฎของฮุนด์ : กรณีที่มีหลายออร์บิทัล และแต่ละออร์บิทัลมีพลังงานเท่ากัน เช่น p ออร์บิทัล ให้บรรจุอิเล็กตรอนในลักษณะที่ทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดก่อน แล้ว

จึงบรรจุอิเล็กตรอนเป็นคู่ ถ้ามีอิเล็กตรอนเหลือ ทั้งนี้เพราะอะตอมของธาตุที่มีการบรรจุอิเล็กตรอนเต็มในทุกๆออร์บิทัล ที่มีพลังงานเท่ากันหรือเรียกว่า การบรรจุเต็ม กับการบรรจุอิเล็กตรอนเพียงครึ่งเดียวในทุกออร์บิทัลหรือที่เรียกว่า การบรรจุครึ่ง จะทำให้อะตอมมีความเสถียรกว่าการบรรจุแบบอื่นๆ

วาเลนซ์อิเล็กตรอน คือ อิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสูงสุด หรืออยู่ในชั้นนอกสุดของอะตอม

สรุปได้ว่าการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับนี้ควรเขียนได้ทั้งระดับพลังงานหลักและระดับพลังงานย่อย

1. การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักใช้ความรู้เรื่องจำนวนอิเล็กตรอนที่มากที่สุดในแต่ละระดับพลังงาน มีค่าเท่ากับ  $2n^2$  (  $n =$  ระดับพลังงาน  $1,2,3, \dots$  ) ช่วย เช่นการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ  $\text{Na} = 2, 8, 1$

2. การจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบอนุพันธ์ของแก๊สเฉื่อยจะเขียนแก๊สเฉื่อยแทนจำนวนอิเล็กตรอนและตามด้วยจำนวนอิเล็กตรอนที่เหลือ เช่น การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ  $\text{Na} = [\text{Ne}] 1$

3. การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย เช่น การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ  $\text{Na} = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

## สมบัติของธาตุตามตารางธาตุ

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. ยูลิอุสโลทาร์ ไมเออร์ และ ดิมิทรี อิวา-โนวิช เมนเดลเอฟ : ตั้งกฎพีริออดิก

ซึ่งกล่าวว่า ถ้าเรียงธาตุตามมวลอะตอมจากน้อยไปมากจะพบว่าธาตุมีสมบัติคล้ายกันเป็นช่วงๆ ซึ่งการเรียงธาตุแบบนี้จะนำสมบัติที่คล้ายคลึงกันของธาตุมาพิจารณาควบคู่กับมวลอะตอมด้วย

4. เฮนรี โมสลีย์ ใช้กฎพีริออดิกของเมนเดเลเอฟมาดัดแปลงจากการเรียงธาตุตามมวลอะตอมมาเป็นการเรียงธาตุตาม เลขอะตอม ทั้งนี้เพราะสมบัติต่างๆของธาตุมีความสัมพันธ์กับประจุบวกในนิวเคลียสหรือเลขอะตอมมากกว่ามวลอะตอม ตารางธาตุในปัจจุบันจึงเรียงตามเลขอะตอมจากน้อยไปมากตามกฎพีริออดิก

ธาตุที่อยู่ในแนวตั้งของตารางธาตุ เรียกว่า หมู่ ธาตุที่อยู่ในแนวนอนของตารางธาตุ เรียกว่า คาบ

ตารางธาตุในปัจจุบันมี 18 แถว 2 กลุ่มย่อย คือ กลุ่มย่อย A หมายถึง ธาตุแอฟโรเจนเทททิฟ 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 VIIB 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 กลุ่มคือกลุ่ม 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 ในกรณีที่ตัวอักษรที่นำมาเรียงต่อกันเป็นสระซ้ำกัน 2 ตัว ให้ตัดสระออก 1 ตัว และถ้าเป็นพยัญชนะซ้ำกัน 3 ตัว ให้ตัดพยัญชนะนั้นออก 1 ตัว เช่น bi + ium จะได้ bium , enn + nil จะได้ ennil

จำนวนนับภาษาละตินมีดังนี้

0 = nil (นิล)

1 = un (อูน)

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 สมบัติสภาพอิเล็กตรอน 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 การบอกขนาดของไอออนบอกได้ด้วยรัศมีไอออนซึ่งพิจารณาจากระยะระหว่างนิวเคลียสของไอออนคู่หนึ่งๆที่ยึดเหนี่ยวกันในโครงผลึก การเปรียบเทียบขนาดไอออนที่มีความหมายจะทำการเปรียบเทียบระหว่างไอออนที่มีการจัดอิเล็กตรอนเหมือนกันหรือมีจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากัน ธาตุในคาบเดียวกันไอออนยังมีประจุบวกมากขนาดยิ่งเล็กลงยิ่งมีประจุลบมากขนาดยิ่งใหญ่ ยิ่งประจุบวกมากขนาดเล็กลงเพราะแรงดึงดูดระหว่างประจุในนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น ยิ่งประจุลบมากขนาดยิ่งใหญ่ขึ้นเพราะแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเพิ่มมากขึ้น ธาตุในหมู่เดียวกัน ไอออนจะมีขนาดเพิ่มขึ้นจากบนลงล่างเพราะระดับพลังงานเพิ่มขึ้นโปรตอนดึงดูดอิเล็กตรอนได้น้อยลง



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

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

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

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

เลขออกซิเดชัน คือ ค่าประจุไฟฟ้าหรือประจุไฟฟ้าสมมุติของไอออนหรืออะตอมของชาติ ค่านี้หาได้จากจำนวนอิเล็กตรอนที่ให้หรือรับ ในสารประกอบหรือจำนวนอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกัน

เกณฑ์การกำหนดเลขออกซิเดชันของชาติ และสารประกอบมีดังนี้

1. ชาติอิสระที่อยู่ในรูปอะตอมหรือโมเลกุล มีค่าเลขออกซิเดชันเป็นศูนย์

2. ออกซิเจนในสารประกอบมีการพิจารณา ดังนี้
  - 1.1 ออกซิเจนในสารประกอบทั่วไปมีเลขออกซิเดชันเป็น -2
  - 1.2 ออกซิเจนในสารประกอบเปอร์ออกไซด์มีเลขออกซิเดชันเป็น -1
  - 1.3 ออกซิเจนในสารประกอบซูเปอร์ออกไซด์มีเลขออกซิเดชันเป็น -1/2
  - 1.4 ออกซิเจนในสารประกอบ  $OF_2$  มีเลขออกซิเดชันเป็น +2
3. ไฮโดรเจนในสารประกอบมีการพิจารณา ดังนี้
  - 3.1 ไฮโดรเจนในสารประกอบทั่วไปมีเลขออกซิเดชันเป็น +1
  - 3.2 ไฮโดรเจนในสารประกอบไฮไดรด์ของโลหะมีเลขออกซิเดชันเป็น -1
4. ไอออนของธาตุจะมีค่าเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของไอออนนั้นๆ
5. กรณีที่ไอออนเป็นไอออนที่ประกอบด้วยอะตอมของธาตุมากกว่า 1 ชนิดผลรวมของเลขออกซิเดชันของทุกอะตอมจะเท่ากับประจุของไอออนนั้นๆ
6. ในสารประกอบใดๆผลรวมของเลขออกซิเดชันมีค่าเท่ากับศูนย์
 

ธาตุชนิดเดียวกันในสารประกอบต่างชนิดกันอาจมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า ค่าเลขออกซิเดชันของธาตุในสารประกอบบางธาตุอาจมีได้เพียงค่าเดียว บางธาตุอาจมีได้หลายค่า แต่จะมีค่าเลขออกซิเดชันสูงสุดได้เท่ากับเลขหมู่ หรือจำนวนวาเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุนั้นๆ (ยกเว้นฟลูออรีนที่มีค่าเท่ากับ -1)

#### 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 (โมเลกุลยึดเหนี่ยวกันด้วยแรงแวนเดอร์วาลส์) และได้สารละลายมีสมบัติเป็นกรดทั้งสารละลายคลอไรด์ 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 ( $\text{NaCl}$ ) โซเดียมไฮโปคลอไรต์ ( $\text{NaClO}$ ) , โซเดียมคลอไรต์ ( $\text{NaClO}_2$ ) ,โซเดียมคลอเรต ( $\text{NaClO}_3$ ) หรือโซเดียมเปอร์คลอเรต ( $\text{NaClO}_4$ ) เป็นต้น

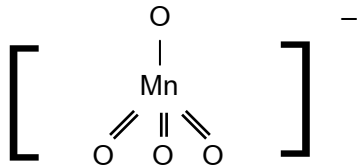
จากสมบัติของธาตุ หมู่ IA, IIA และ VII A ทำให้สรุปได้ว่าธาตุกลุ่ม A ที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะเกิดปฏิกิริยาเคมีได้คล้ายกัน และแตกต่างจากธาตุกลุ่ม A ที่อยู่ในหมู่อื่น

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  $\text{MnO}_2$ ) แล้วยังสามารถเกิดเป็นสารประกอบเชิงซ้อนได้อีกด้วย เช่น  $\text{KMnO}_4$

สารประกอบเชิงซ้อน เป็นสารประกอบที่มีไอออนเชิงซ้อนอยู่ในโมเลกุลร่วมกับโลหะหรือโลหะอย่างใดอย่างหนึ่ง เช่น  $\text{KMnO}_4$  และ  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$

ไอออนเชิงซ้อน คือไอออนที่ประกอบด้วยอะตอมของธาตุแทรนซิชันเป็นอะตอมกลาง และมีโมเลกุลหรือไอออนมาล้อมรอบ (เราเรียกโมเลกุลหรือไอออนที่มาล้อมรอบว่า ลิแกนด์) เช่น  $\text{KMnO}_4$  มี  $\text{MnO}_4^-$  เป็นไอออนเชิงซ้อน ดังนี้



สรุป ธาตุแทรนซิชัน เป็นธาตุที่มีสมบัติเหมือนกันหรือคล้ายกันตามแนวนอนมากกว่าแนวตั้ง โดยจะมีสมบัติร่วมกันหลายอย่างดังนี้

1. สามารถมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า
2. ส่วนใหญ่จะเกิดเป็นสารประกอบเชิงซ้อน
3. ส่วนใหญ่สารประกอบจะมีสีต่างๆ
4. ส่วนใหญ่สารประกอบจะมีสมบัติแม่เหล็ก(พาราแมกเนติก)

ธาตุกึ่งโลหะ เป็นธาตุที่มีสมบัติบางประการเหมือนทั้งโลหะและอโลหะ ส่วนใหญ่จะอยู่ขีดเส้นทึบที่เป็นขั้นบันไดในตารางธาตุ

## ธาตุกัมมันตรังสีและปฏิกิริยานิวเคลียร์

ธาตุกัมมันตรังสี คือ ธาตุที่สามารถแผ่รังสีแล้วทำให้ตัวเองกลายเป็นอะตอมของธาตุใหม่ได้ ธาตุชนิดนี้พบได้ทั้งในธรรมชาติและมนุษย์สามารถสังเคราะห์ขึ้นได้

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

ธาตุกัมมันตรังสี เป็นธาตุที่มีนิวเคลียสไม่เสถียร จึงเกิดการสลายตัวให้อนุภาคหรือรังสีต่างๆ ตัวอย่างรังสีหรืออนุภาคที่ปล่อยออกมา เช่น

1. รังสีแอลฟา หรือ อนุภาคแอลฟา ใช้สัญลักษณ์  $\alpha$  หรือ  ${}^4\text{He}_2$
2. รังสีบีตา หรือ อนุภาคบีตา ใช้สัญลักษณ์  $\beta$  หรือ  ${}^0\text{e}_{-1}$
3. รังสีแกมมา หรือ อนุภาคแกมมา ใช้สัญลักษณ์  $\gamma$
4. โพซิตรอน ใช้สัญลักษณ์  $\beta^+$  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. คุณสมบัติสารตั้งต้นให้มีปริมาณน้อยๆ เพื่อให้มีนิวตรอนน้อยลงไปด้วย เมื่อ นิวตรอนน้อยก็จะทำให้เกิดปฏิกิริยาลูกโซ่ได้ยากขึ้น
2. ใช้โลหะบางชนิด เช่น โลหะแคดเมียม และโบรอน จับนิวตรอน เพื่อทำให้เหลือ ปริมาณน้อย จะได้เกิดปฏิกิริยาลูกโซ่ได้ยาก
3. ใช้แท่งแกรไฟต์ หรือใช้น้ำเพื่อทำให้นิวตรอนเคลื่อนที่ช้าลง จะได้เกิดปฏิกิริยา ลูกโซ่ได้ยากขึ้น

ปฏิกิริยาฟิชชันมีประโยชน์หลายอย่าง เช่น ใช้ผลิตไอโซโทปกัมมันตรังสีในเตา ปฏิกรณ์ปรมาณู เพื่อนำมาใช้ประโยชน์ในวงการเกษตร วงการแพทย์ วงการอุตสาหกรรม โดยใช้ผลิตกระแสไฟฟ้าปรมาณู และใช้หาอายุวัตถุโบราณ

ปฏิกิริยาฟิวชันเป็นกระบวนการที่นิวเคลียสของธาตุเบา 2 ชนิด มาหลอมรวมกันเกิด เป็นนิวเคลียสใหม่ที่มีมวลเพิ่มมากขึ้นกว่าเดิม และคายพลังงานออกมามากมาย การเกิดปฏิกิริยา ฟิวชัน จะต้องใช้พลังงานเริ่มต้นจำนวนมาก โดยต้องมีมากกว่าแรงผลักระหว่างนิวเคลียสที่มา รวมกัน ซึ่งพลังงานหรือความร้อนจำนวนมากนี้อาจได้มาจากปฏิกิริยาฟิชชันก็ได้ เพราะ ปฏิกิริยาฟิชชันจัดเป็นปฏิกิริยาชนิดที่สามารถทำให้เกิดปฏิกิริยาฟิวชันได้ ตัวอย่างปฏิกิริยา ฟิวชัน เช่น ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นบนดวงอาทิตย์

ปฏิกิริยาฟิวชันถ้าควบคุมให้เกิดอย่างช้าๆและต่อเนื่อง จะได้พลังงานออกมาจำนวน มากปฏิกิริยาฟิวชัน ได้เปรียบปฏิกิริยาฟิชชันหลายอย่าง เช่น คายพลังงานออกมามากกว่า สารตั้งต้นของปฏิกิริยาหาได้ง่ายกว่าและมีปริมาณมากกว่าปฏิกิริยาฟิชชัน ผลิตภัณฑ์ของ ปฏิกิริยาฟิวชันจะได้ธาตุกัมมันตรังสีที่มีครึ่งชีวิตสั้นกว่าและมีอันตรายน้อยกว่าปฏิกิริยาฟิชชัน ด้วย ทั้งปฏิกิริยาฟิชชันและปฏิกิริยาฟิวชัน ถ้าไม่ควบคุมปฏิกิริยาให้ดีหรือปล่อยให้เกิดอย่าง รวดเร็วจะทำให้เกิดการระเบิดอย่างรุนแรง

พลังงานนิวเคลียร์และกัมมันตรังสีมีประโยชน์หลายอย่าง เช่น ใช้เป็นปอกเกิดพลังงาน ใช้ทางการแพทย์ ทางเกษตร ทางอุตสาหกรรม ทางชีววิทยาและชีวเคมี ใช้ศึกษากลไกของ ปฏิกิริยาเคมี ใช้วิเคราะห์สารผสมที่ซับซ้อน ใช้หาอายุของแร่ ใช้หาอายุวัตถุโบราณ และอื่นๆ เช่น ใช้ทำอุปกรณ์ตรวจควันไฟ เครื่องวัดปริมาณกำมะถันในน้ำมัน ฯลฯ

เนื่องจากธาตุต่างๆ ที่อยู่ในตารางธาตุมี การจัดเรียงโดยอาศัยสมบัติของธาตุที่ คล้ายคลึงกัน และแตกต่างกันเป็นเกณฑ์ ดังนั้น ถ้าทราบสมบัติของธาตุจะทำให้บอก

ตำแหน่งของธาตุที่อยู่ในตารางธาตุได้ และถ้าทราบตำแหน่งของธาตุก็จะบอกสมบัติบางประการของธาตุได้เช่นกัน ซึ่งธาตุและสารประกอบของธาตุที่มีอยู่ในสิ่งมีชีวิตและสิ่งแวดล้อม จะมีทั้งคุณและโทษต่อมนุษย์

## สรุป

โครงสร้างอะตอมในปัจจุบันเป็นแบบกลุ่มหมอก อะตอมมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนทั้งในระดับพลังงานหลักและระดับพลังงานย่อยที่แตกต่างกันทำให้มีสมบัติที่แตกต่างกัน ซึ่งสามารถแบ่งได้ 2 กลุ่มใหญ่ๆคือ ธาตุกลุ่ม A และ กลุ่ม B โดยธาตุทั้ง 2 กลุ่มสามารถเป็นธาตุกัมมันตรังสีได้

## แบบฝึกหัด

จงตอบคำถามต่อไปนี้

1. จงเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุในโตรเจน และธาตุทองแดง
2. จงเปรียบเทียบโลหะกลุ่ม A และ กลุ่ม B
3. จงยกตัวอย่างธาตุกัมมันตรังสีและระบุรังสีที่ธาตุนั้นแผ่ออกมาอย่างน้อย 2 ธาตุ