บทที่ 2
ตารางธาตุ

ในอดีตมีนักวิทยาศาสตร์ศึกษาและค้นพบธาตุใหม่เกิดขึ้นเรื่อย ๆ ได้มีการใช้ภาพแทนสัญลักษณ์ของธาตุ เช่น ไฮโดรเจนใช้ภาพวงกลมมีจุดตรงกลาง คาร์บอนใช้ภาพวงกลมทึบ เป็นต้น เมื่อธาตุถูกค้นพบมีจำนวนเพิ่มมากขึ้น การใช้ภาพแทนสัญลักษณ์ของธาตุทำให้ยากแก่การจดจำธาตุ จึงได้มีการใช้สัญลักษณ์ขึ้นมาแทนการใช้ภาพ โดยหาหลักเกณฑ์ในการจัดธาตุต่าง ๆ เข้าหมวดหมู่ จนกระทั่งในปัจจุบันนักวิทยาศาสตร์ได้จัดเรียงธาตุตามเลขอะตอมและจัดกลุ่มของธาตุที่มีสมบัติคล้ายคลึงกันให้อยู่ในกลุ่มเดียวกันเพื่อง่ายต่อการศึกษา การจัดเรียงธาตุแบ่งออกเป็นหมู่และคาบ ตารางธาตุยังสามารถแบ่งได้เป็นธาตุกลุ่มเรพรีเซนเททิฟและธาตุกลุ่มแทรนซิชัน และยังแบ่งตามความเป็นโลหะได้เป็นธาตุโลหะ กึ่งโลหะและอโลหะ ซึ่งการจัดเรียงธาตุเหล่านี้ยังสามารถบอกค่าแนวโน้มสมบัติบางประการตามหมู่และคาบได้ด้วย สำหรับบทนี้จะอธิบายถึงวิวัฒนาการของตารางธาตุ ตารางพีริออดิก แนวโน้มของสมบัติตามตารางธาตุ สมบัติของธาตุเรพรีเซนเททีฟ ธาตุแทรนซิชัน และธาตุกัมมันตรังสี

วิวัฒนาการของตารางธาตุ (Development of the periodic table)

ในช่วงประมาณ 200 ปีก่อนหน้านี้ ในปี ค.ศ. 1817 วอล์ฟกัง เดอเบไรเนอร์ (Johann Dobereiner) เป็นนักวิทยาศาสตร์คนแรกในการจัดหมวดหมู่ของธาตุ โดยจัดธาตุเป็นกลุ่ม กลุ่มละ 3 ธาตุ ตั้งชื่อว่า ไทรแอด พบว่าถ้านำมวลอะตอมของธาตุบนและล่างมาหาค่าเฉลี่ย จะได้มวลอะตอมของธาตุที่อยู่ตรงกลาง (เรวัต ตันตยานนท์ และ อรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 92) ตัวอย่างเช่น

Li	มวลอะตอม	7	Ca	มวลอะตอม	40
Na	มวลอะตอม	23	Sr	มวลอะตอม	88
K	มวลอะตอม	39	Ba	มวลอะตอม	137

แต่เมื่อนำมาใช้กับธาตุบางกลุ่ม กลับไม่เป็นไปตามนั้น ไทรแอดที่นำเสนอมีเพียงไม่กี่ไทรแอดเท่านั้น จึงไม่เป็นที่ยอมรับในเวลาต่อมา ตัวอย่างเช่น

Cu	มวลอะตอม	63.5	Ni	มวลอะตอม	58.7
Ag	มวลอะตอม	108	Pd	มวลอะตอม	106.4
Au	มวลอะตอม	197	Pt	มวลอะตอม	195.1

ในปี ค.ศ.1865 จอร์น นิวแลนด์ นักเคมีชาวอังกฤษ นำธาตุมาเรียงตามมวลอะตอม (ยกเว้นไฮโดรเจนและแก๊สเฉื่อย) พบว่า ทุก ๆ ธาตุตัวที่ 1 และธาตุตัวที่ 8 จะมีสมบัติคล้ายคลึงกัน ไม่ว่าเริ่มนับจากธาตุใดก็ตาม (เรวัต ตันตยานนท์ และ อรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 92) ตัวอย่างเช่น

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co,Ni

แต่การทำลักษณะเช่นนี้ได้ถึงแค่ธาตุแคลเซียมเท่านั้น แต่ไม่พบความสัมพันธ์ของธาตุที่เหลือและไม่สามารถหาเหตุผลมาอธิบายในเชิงวิทยาศาสตร์ได้

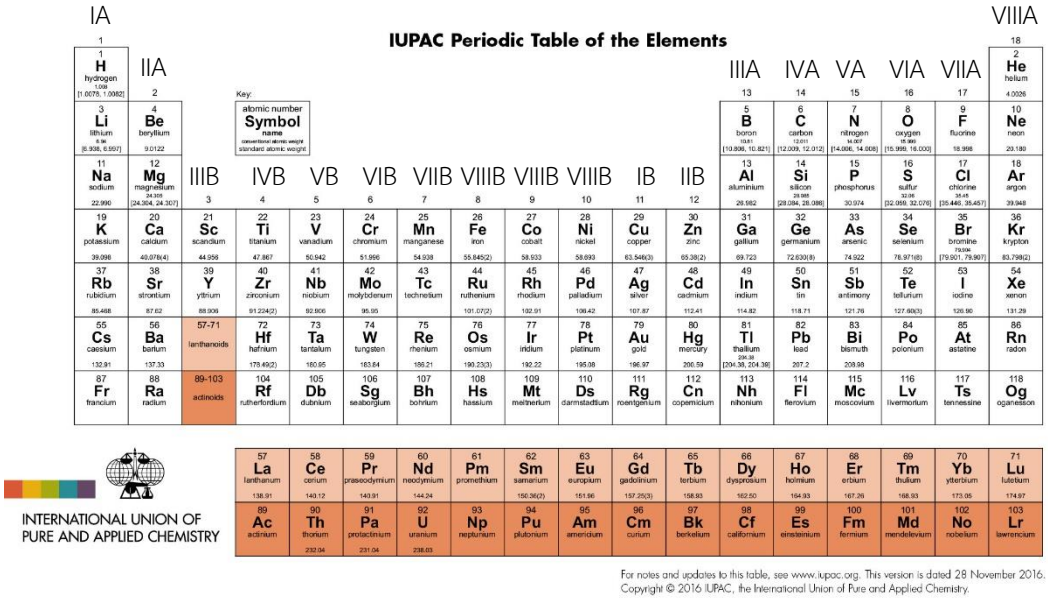
ในปี ค.ศ.1869 ดีมีตรี เมนเดเลเยฟ นักวิทยาศาสตร์ชาวรัสเซีย และ โลธาร์ ไมเออร์ นักเคมีชาวเยอรมัน ต่างนำเสนอการจัดตารางธาตุที่มีรายละเอียดมากขึ้น โดยการจำแนกของเมนเดเลเยฟปรับปรุงจากตารางธาตุของนิวแลนด์ด้วยเหตุผล คือ จัดหมวดหมู่ธาตุ โดยจัดเรียงธาตุให้เป็นหลายคาบเพื่อให้ธาตุที่มีสมบัติคล้ายกันอยู่หมู่เดียวกัน โดยเมนเดเลเยฟได้ทำนายสมบัติของธาตุที่ยังไม่ถูกค้นพบ ซึ่งในปี ค.ศ.1886 ได้มีการค้นพบธาตุเจอร์เมเนียม ซึ่งมีสมบัติคล้ายกับธาตุที่ทำนายไว้ โดยธาตุใหม่ที่ทำไว้เรียกว่า เอกา-อะลูมิเนียม ต่อมาได้ค้นพบธาตุแกลเลียม ซึ่งตรงกับสมบัติที่ทำนายไว้ ดังตารางที่ 2.1 (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 384-386)

ตารางที่ 2.1 การเปรียบเทียบระหว่างเอกา-อะลูมิเนียมและแกลเลียม

สมบัติ	เอกา-อะลูมิเนียม (Ea)	แกลเลียม (Ga)
มวลอะตอม	68	69.9
จุดหลอมเหลว	ต่ำ	29.78 °C
ความหนาแน่น	5.9 g/cm^3	5.94 g/cm^3
สูตรออกไซด์	Ea_2O_3	Ga_2O_3

ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 324)

ต่อมาในปี ค.ศ.1913 เฮนรี โมสลีย์ นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ พบว่า เลขอะตอมส่วนใหญ่เพิ่มขึ้นในลำดับเดียวกับเลขมวล ยกเว้นเพียงบางธาตุ เช่น แคลเซียม (Ca) เป็นธาตุลำดับที่ 20 ในลำดับของมวลอะตอมและมีเลขอะตอมลำดับที่ 20 ด้วย โดยเลขอะตอม 18 ของอาร์กอน (Ar) และเลขอะตอม 19 ของโพแทสเซียม (K) ทำให้โพแทสเซียมอยู่หลังอาร์กอน ซึ่งการจัดเรียงธาตุตามเลขอะตอมยังคงใช้มาจนปัจจุบัน ดังภาพประกอบที่ 2.1 แสดงตารางธาตุพีริออดิกในปัจจุบัน



ภาพประกอบที่ 2.1 ตารางพีริออดิกในปัจจุบัน

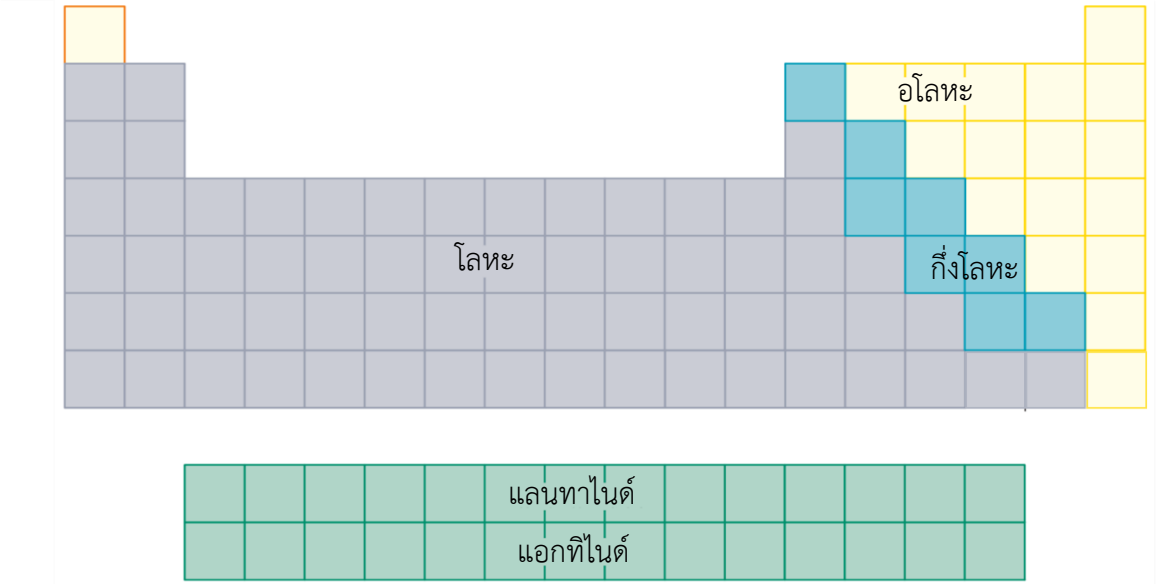
ที่มา : ดัดแปลงจาก International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). (2016).

ตารางพีริออดิก (Periodic table)

ตารางพีริออดิกในปัจจุบันแบ่งธาตุออกเป็นหมู่ (Group) และคาบ (Period) แสดงดังภาพประกอบที่ 2.1 โดยสามารถแบ่งออกเป็น 2 หมู่ใหญ่ ๆ เป็น หมู่ A และหมู่ B ธาตุเรพรีเซนเททิฟ (Representative element) เป็นธาตุหมู่ A โดยแบ่งเป็น 8 หมู่ ได้แก่ หมู่ IA ถึง VIIIA และธาตุแทรนซิชัน (Transition element) เป็นธาตุหมู่ B โดยแบ่งเป็น 8 หมู่ ได้แก่ หมู่ IB ถึง VIIIB และถ้าแบ่งตามคาบจะได้ 7 คาบ ซึ่งคาบที่ 1 มี 2 ธาตุ คือ H และ He คาบที่ 2 และ 3 มี 8 ธาตุ คาบที่ 4 และ 5 มี 18 ธาตุ คาบที่ 6 และ 7 มี 32 ธาตุ นับรวมอีก 14 ธาตุ แถวข้างล่างที่นำมาเขียนแยก

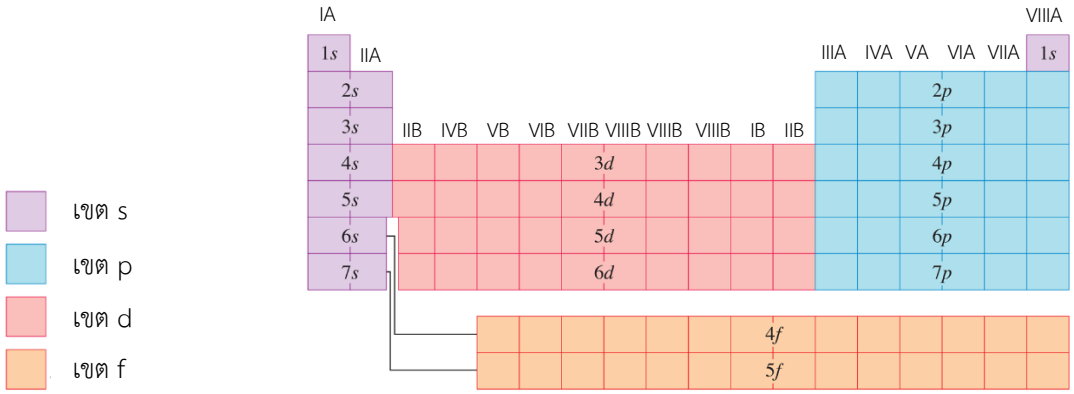
ธาตุแบ่งได้ 3 กลุ่มใหญ่ คือ โลหะ (Metal) กึ่งโลหะ (Metalloid) และอโลหะ (Nonmetal) แสดงดังภาพประกอบที่ 2.2 โดยโลหะจะมีสถานะของแข็งที่อุณหภูมิห้อง ยกเว้น ปรอท มีสถานะของเหลว โลหะสามารถนำไฟฟ้าและนำความร้อนได้ดี กึ่งโลหะ มีสมบัติกึ่งกึ่งระหว่างโลหะและ

อโลหะ มีทั้งหมด 8 ธาตุ ได้แก่ B Si Ge As Sb Te Po และ At และอโลหะมีทั้ง 3 สถานะ ได้แก่ ของแข็ง ของเหลว และแก๊ส ไม่ค่อยนำไฟฟ้าและความร้อน มีทั้งหมด 17 ธาตุ (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 10)



ภาพประกอบที่ 2.2 ความเป็นโลหะ กึ่งโลหะ และอโลหะ
ที่มา : ดัดแปลงจาก Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A. (2007 : 315)

นอกจากนี้ธาตุยังแบ่งออกเป็นเขต (Block) ตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนที่มีในแต่ละออร์บิทัล โดยเรียกตามอิเล็กตรอนตัวสุดท้ายที่บรรจุในออร์บิทัล การแบ่งตามเขตได้ 4 เขต ได้แก่ หมู่ IA และ IIA อยู่ในเขต s หมู่ IIIA ถึงหมู่ VIIIA อยู่ในเขต p ซึ่งทั้งเขต s และเขต p เป็นธาตุในกลุ่มธาตุเรพรีเซนเททิฟ (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 386-389) ส่วนธาตุแทรนซิชัน (Transition element) หรือโลหะแทรนซิชัน (Transition metal) เป็นธาตุหมู่ IIIB ถึง VIIIB ต่อด้วยหมู่ IB และ IIB อยู่ในเขต d ธาตุกลุ่มแลนทาไนด์ (Landthanide) และธาตุกลุ่มแอกทิไนด์ (Actinide) เป็นธาตุแทรนซิชันชั้นใน (Inner transition) อยู่ในเขต f (สัมพันธ์ วงศ์นาวา, 2555 : 1-2) ดังภาพประกอบที่ 2.3



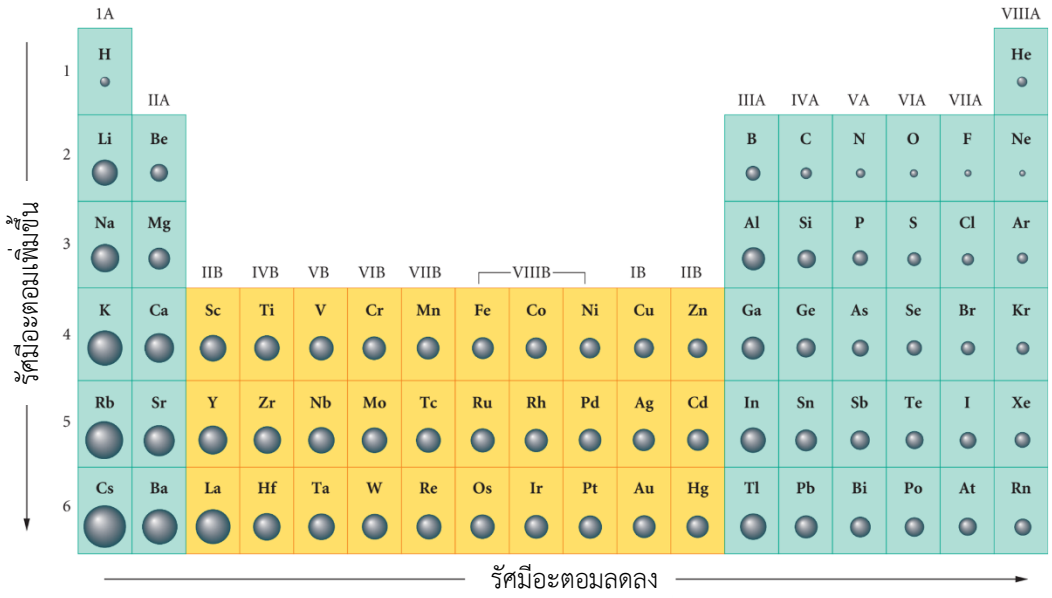
ภาพประกอบที่ 2.3 ตารางธาตุแบ่งตามเขตของการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบระดับพลังงานย่อย
ที่มา : ดัดแปลงจาก Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007 : 306)

แนวโน้มของสมบัติตามตารางธาตุ (Trends of the element table properties)

อะตอมของธาตุจะมีสมบัติทางกายภาพและทางเคมีคล้ายคลึงกัน จึงจัดอยู่ในหมู่เดียวกัน ซึ่งจะมีแนวโน้มตามสมบัติต่าง ๆ ตามหมู่และตามคาบที่แตกต่างกันตามเลขอะตอม

1. รัศมีอะตอม (Atomic radius)

เมื่อพิจารณารัศมีอะตอมหรือขนาดอะตอมตามหมู่ จากบนลงล่างตามตารางธาตุ พบว่าเมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ขนาดอะตอมจะมีขนาดใหญ่ขึ้นตามเลขอะตอม เนื่องจากเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้นทำให้จำนวนชั้นระดับพลังงานเพิ่มมากขึ้น มีผลทำให้ธาตุในหมู่เดียวกันมีขนาดอะตอมใหญ่ขึ้นตามเลขอะตอม แสดงดังภาพประกอบที่ 2.4 และเมื่อพิจารณาขนาดอะตอมตามคาบ จากซ้ายไปขวาตามตารางธาตุ พบว่าเมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ขนาดอะตอมจะมีขนาดเล็กลงตามเลขอะตอม เนื่องจากพิจารณาตามคาบ ธาตุจะอยู่ในระดับพลังงานเดียวกัน แต่จำนวนโปรตอนในนิวเคลียสแตกต่างกัน โดยธาตุที่มีจำนวนโปรตอนมากจะมีแรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนที่เวเลนซ์อิเล็กตรอนมากทำให้อะตอมมีขนาดเล็กกว่าธาตุที่จำนวนโปรตอนน้อยจะมีแรงดึงดูดกับเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อย (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 78-79) แสดงดังภาพประกอบที่ 2.4

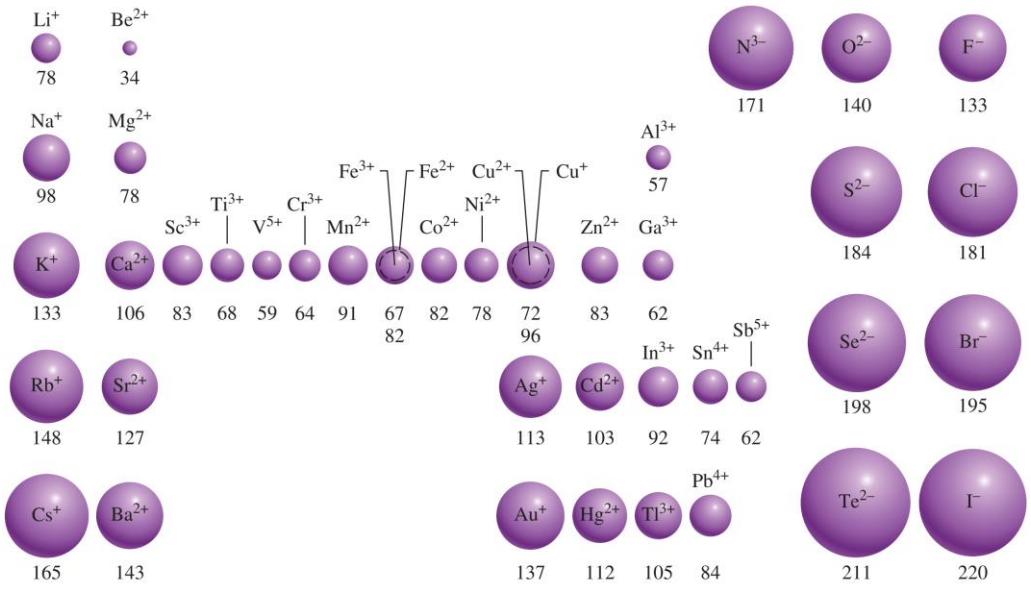


ภาพประกอบที่ 2.4 รัศมีอะตอมตามคาบและหมู่

ที่มา : Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007 : 306)

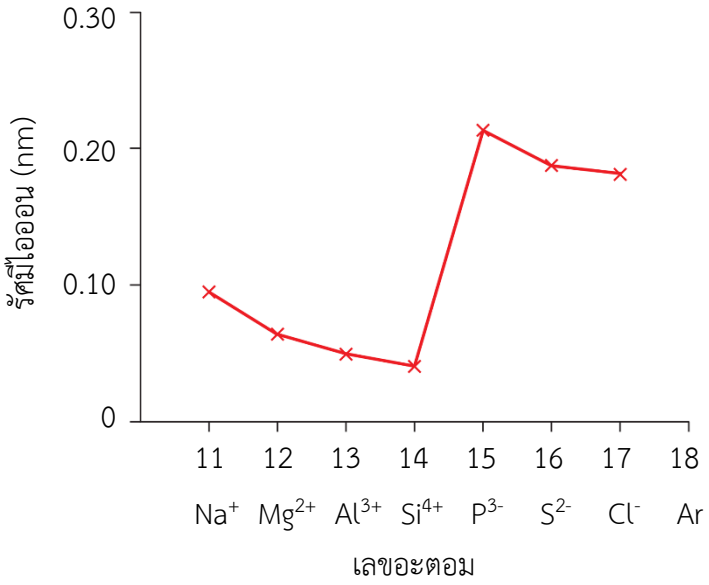
2. รัศมีไอออน (Ion radius)

ธาตุจะมีจำนวนอิเล็กตรอนและจำนวนโปรตอนเท่ากัน แต่หากมีการรับหรือจ่ายอิเล็กตรอนจะทำให้จำนวนอิเล็กตรอนและจำนวนโปรตอนไม่เท่ากัน จะมีประจุเกิดขึ้น ทำให้ธาตุกลายเป็นไอออน ซึ่งรัศมีไอออนหรือขนาดของไอออนจะมีลักษณะแนวโน้มคล้ายกับขนาดอะตอม ดังภาพประกอบที่ 2.5 โดยรัศมีไอออนพิจารณาระยะห่างระหว่างนิวเคลียสของไอออน เมื่อพิจารณาตามหมู่จากบนลงล่างตามตารางธาตุ จะมีแนวโน้มเช่นเดียวกับขนาดอะตอม เนื่องจากระดับพลังงานมากขึ้น



ภาพประกอบที่ 2.5 ขนาดของไอออนสอดคล้องกับตำแหน่งของธาตุตามตารางธาตุ
ที่มา : Chang, R. (2010 : 334)

และเมื่อพิจารณาตามคาบ จากซ้ายไปขวาตามตารางธาตุ ไอออนบวกจะมีรัศมีไอออนน้อยกว่ารัศมีอะตอม เนื่องจากไอออนบวกจะมีการสูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอนทำให้ระดับพลังงานลดลง ซึ่งส่งผลต่อขนาดของไอออน ทำให้รัศมีไอออนบวกลดลง ยิ่งประจุบวกมากขึ้นจะทำให้ขนาดไอออนยิ่งเล็กลง ในทางตรงกันข้ามไอออนลบจะมีรัศมีไอออนมากกว่ารัศมีอะตอม เนื่องจากไอออนลบมีการรับอิเล็กตรอน แรงผลักอิเล็กตรอนเพิ่มมากขึ้น ทำให้เสมือนกับการเพิ่มขอบเขตของเวเลนซ์อิเล็กตรอนหมอกอิเล็กตรอนขยายขนาดขึ้น ซึ่งส่งผลต่อขนาดของไอออน ทำให้รัศมีของไอออนลบเพิ่มขึ้นเป็นการเพิ่มจำนวนอิเล็กตรอน ยิ่งประจุลบมากขึ้นส่งผลต่อขนาดไอออนยิ่งใหญ่ขึ้น (Chang, R., 2010 : 334) ดังภาพประกอบที่ 2.6 แสดงแนวโน้มของขนาดไอออนบวกและไอออนลบ



ภาพประกอบที่ 2.6 แนวโน้มของขนาดไอออนบวกและไอออนลบ
ที่มา : Ryan, L. and Norris, R. (2014 : 151)

3. พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization energy)

พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization energy, IE) เป็นพลังงานน้อยสุดที่ทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมในสถานะแก๊ส ตัวอย่างเช่น การทำให้โซเดียมอะตอมในสถานะแก๊สกลายเป็นโซเดียมไอออนในสถานะแก๊ส เขียนสมการได้เป็น

$$Na\ (g) \longrightarrow Na^{+}\ (g) + e^{-} \qquad IE_1$$

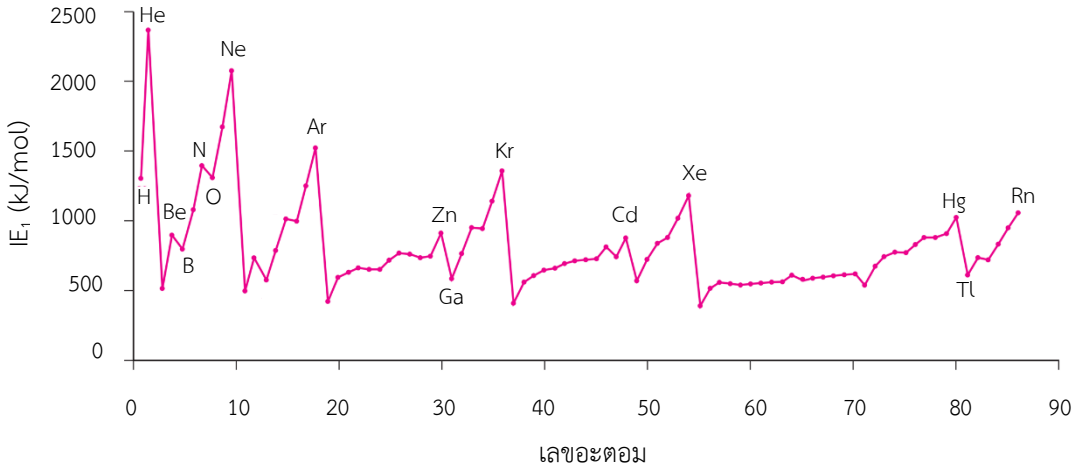
โดยสมการนี้จะเรียกว่า พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 (First ionization energy) เขียนย่อเป็น IE_1 โดยพลังงานที่ทำให้อิเล็กตรอนในลำดับต่อ ๆ หลุดออกจากอะตอม เรียกว่า ลำดับที่ 2, 3, 4, ... และเขียนย่อเป็น IE_2 IE_3 IE_4 สามารถเขียนสมการได้เป็น

$$Na^{+}\ (g) \longrightarrow Na^{2+}\ (g) + e^{-} \qquad IE_2$$

$$Na^{2+}\ (g) \longrightarrow Na^{3+}\ (g) + e^{-} \qquad IE_3$$

$$Na^{3+}\ (g) \longrightarrow Na^{4+}\ (g) + e^{-} \qquad IE_4$$

ดังภาพประกอบที่ 2.7 แสดงความสัมพันธ์ของค่า IE ของธาตุบางชนิด เมื่อพิจารณาค่า IE_1 ของธาตุตามหมู่ จากบนลงล่างตามตารางธาตุ พบว่าเมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ค่า IE_1 มีแนวโน้มลดลง เนื่องจากเมื่อระดับพลังงานเพิ่มมากขึ้นทำให้แรงดึงดูดระหว่างโปรตอนกับอิเล็กตรอนลดน้อยลง จึงทำให้เวเลนซ์อิเล็กตรอนหลุดจากอะตอมได้ง่ายขึ้น ค่า IE_1 จึงมีแนวโน้มลดลง และเมื่อพิจารณาตามคาบ จากซ้ายไปขวาตามตารางธาตุ เมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ค่า IE_1 มีแนวโน้มเพิ่มมากขึ้น เนื่องจากธาตุจะอยู่ในระดับพลังงานเดียวกัน แต่จำนวนโปรตอนในนิวเคลียสแตกต่างกัน โดยธาตุที่มีจำนวนโปรตอนมากจะมีแรงดึงดูดจำนวนอิเล็กตรอนที่เวเลนซ์อิเล็กตรอนเพิ่มมากขึ้น อิเล็กตรอนจึงหลุดออกได้ยาก จึงทำให้ค่าพลังงานไอออไนเซชันเพิ่มมากขึ้น (Housecroft, C.E. and Sharpe, A.G., 2005 : 24) จากภาพประกอบที่ 2.7 จะสังเกตเห็นว่าหมู่ IIA (Be) มีค่า IE_1 มากกว่า IIIA (B) เนื่องจาก หมู่ IIA มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น ns^2 บรรจุแบบเต็มเสถียรกว่า หมู่ IIIA ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $ns^2\ np^1$ และหมู่ VA (N) มีค่า IE_1 มากกว่า หมู่ VIA (O) เนื่องจาก หมู่ VA มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $ns^2\ np^3$ บรรจุแบบครึ่งเสถียรกว่า หมู่ VIA ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $ns^2\ np^4$



ภาพประกอบที่ 2.7 ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุ H จนถึง Rn
ที่มา : ดัดแปลงจาก Housecroft, C.E. and Sharpe, A.G. (2005 : 24)

ตารางที่ 2.2 แสดงค่าพลังงานไอออไนเซชัน สำหรับ 10 ธาตุแรก จะเห็นได้ว่า ค่าพลังงานไอออไนเซชันจะเพิ่มขึ้น เมื่ออิเล็กตรอนหลุดออกอะตอม และเมื่ออิเล็กตรอนตัวถัดไปหลุดออก ค่าพลังงานไอออไนเซชันจะเพิ่มขึ้นเรื่อย ๆ จนพลังงานไอออไนเซชันเพิ่มขึ้นมากกว่าปกติ เช่น Li ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 (IE_1) กับลำดับที่ 2 (IE_2) เพิ่มจาก 520 kJ/mol เป็น 7,298 kJ/mol

เนื่องจาก Li มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $1s^2\ 2s^1$ เมื่อ IE_1 เป็นการนำอิเล็กตรอนตัวที่ 1 ออกที่ $2s^1$ ในขณะที่ IE_2 เป็นการนำอิเล็กตรอนที่ $1s^2$ ออก ซึ่งเป็นการเปลี่ยนระดับพลังงานจึงทำให้ค่าสูงมากกว่าปกติเช่นเดียวกับ B ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ ค่า IE_1 IE_2 และ IE_3 จะเพิ่มขึ้นเรื่อย ๆ จนกระทั่ง IE_4 ที่ค่ามากกว่าปกติ เนื่องจากเป็นนำอิเล็กตรอนตัวที่ 4 ออกที่ $1s^2$ ซึ่งเป็นการเปลี่ยนระดับพลังงานจึงทำให้ค่าสูงมากกว่าปกติ (กฤษณา ชุติมา, 2556 : 87-88)

ตารางที่ 2.2 ค่าพลังงานไอออไนเซชัน (kJ/mol) สำหรับ 10 ธาตุแรก

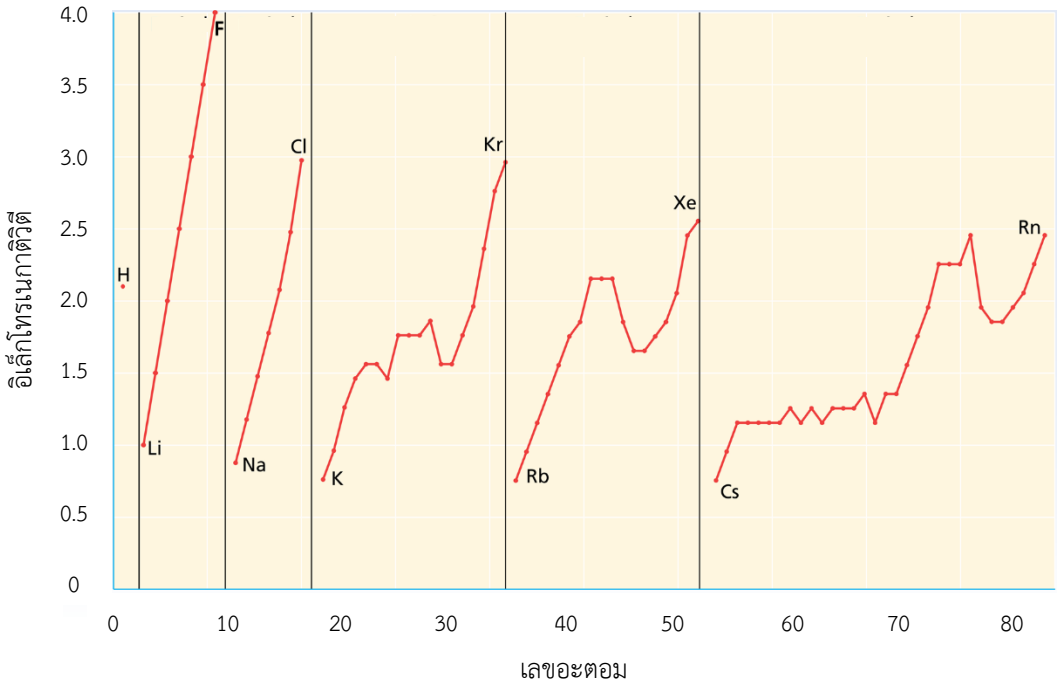
ธาตุ	IE_1	IE_2	IE_3	IE_4	IE_5	IE_6	IE_7
H	1,312						
He	2,372	5,250					
Li	520	7,298	11,815				
Be	899	1,757	14,848	21,006			
B	801	2,427	3,660	25,025	32,826		
C	1,086	2,353	4,620	6,222	37,829	47,276	
N	1,402	2,857	4,578	7,475	9,445	53,265	64,358
O	1,314	3,388	5,300	7,469	10,989	13,326	71,333
F	1,681	3,374	6,020	8,407	11,022	15,164	17,876
Ne	2,081	3,952	6,122	9,370	12,177	15,238	19,998

ที่มา : Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007 : 316)

4. สภาพไฟฟ้าลบ (Electronegativity)

สภาพไฟฟ้าลบ หรือ อิเล็กโทรเนกาติวิตี (Electronegativity, EN) เป็นความสามารถของอะตอมที่จะดึงดูดอิเล็กตรอนจากอะตอมอื่นเข้าหาตัวเอง โดยถ้าอะตอมใดมีสภาพไฟฟ้าลบสูงกว่าจะสามารถดึงอิเล็กตรอนเข้ามาอยู่ใกล้ตัวเองได้มากกว่าอะตอมที่มีสภาพไฟฟ้าลบต่ำกว่า ซึ่งธาตุที่มีสภาพไฟฟ้าลบสูงที่สุดคือ ฟลูออรีน (F) (ทวีศักดิ์ สุดยอดสุข, 2558 : 19) ดังภาพประกอบที่ 2.8 แสดงความสัมพันธ์ของค่า EN ของธาตุบางชนิด เมื่อพิจารณาค่า EN ของธาตุตามหมู่ จากบนลงล่างตามตารางธาตุ พบว่าเมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ค่า EN มีแนวโน้มลดลง เนื่องจากเมื่อระดับพลังงานเพิ่มมากขึ้น อะตอมมีขนาดใหญ่ ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนลดน้อยลง และเมื่อพิจารณา

ตามคาบ จากซ้ายไปขวาตามตารางธาตุ เมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ค่า EN มีแนวโน้มเพิ่มมากขึ้น เนื่องจากธาตุจะอยู่ในระดับพลังงานเดียวกัน อะตอมมีขนาดเล็กลง ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนเพิ่มมากขึ้น



ภาพประกอบที่ 2.8 ค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตีกับเลขอะตอม
ที่มา : ดัดแปลงจาก Davis, R.E. et al. (2009 : 162)

5. สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron affinity)

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron affinity, EA) เป็นพลังงานที่คายออกมาเพื่อรับอิเล็กตรอนเมื่ออะตอมอยู่ในสถานะแก๊ส เขียนสมการได้เป็น

$$F\,(g) + e^- \longrightarrow F^-\,(g) \qquad \Delta H = -328\ kJ/mol$$

ถ้า EA เป็นเครื่องหมายลบ (ΔH เป็นบวก) แสดงว่ารับอิเล็กตรอนได้ยากและต้องเพิ่มพลังงานให้แก่อะตอม อะตอมจึงรับอิเล็กตรอนได้ และถ้า EA เป็นเครื่องหมายบวก (ΔH เป็นลบ) แสดงว่ารับอิเล็กตรอนได้ง่าย คือ รับอิเล็กตรอนแล้วไอออนลบมีความเสถียรมากขึ้น อะตอมจึงคายพลังงานออกมา (รานี สุวรรณพฤกษ์, 2559 : 93) ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุหลักแสดงดังตารางที่ 2.3

ตารางที่ 2.3 ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุหลัก (kJ/mol)*

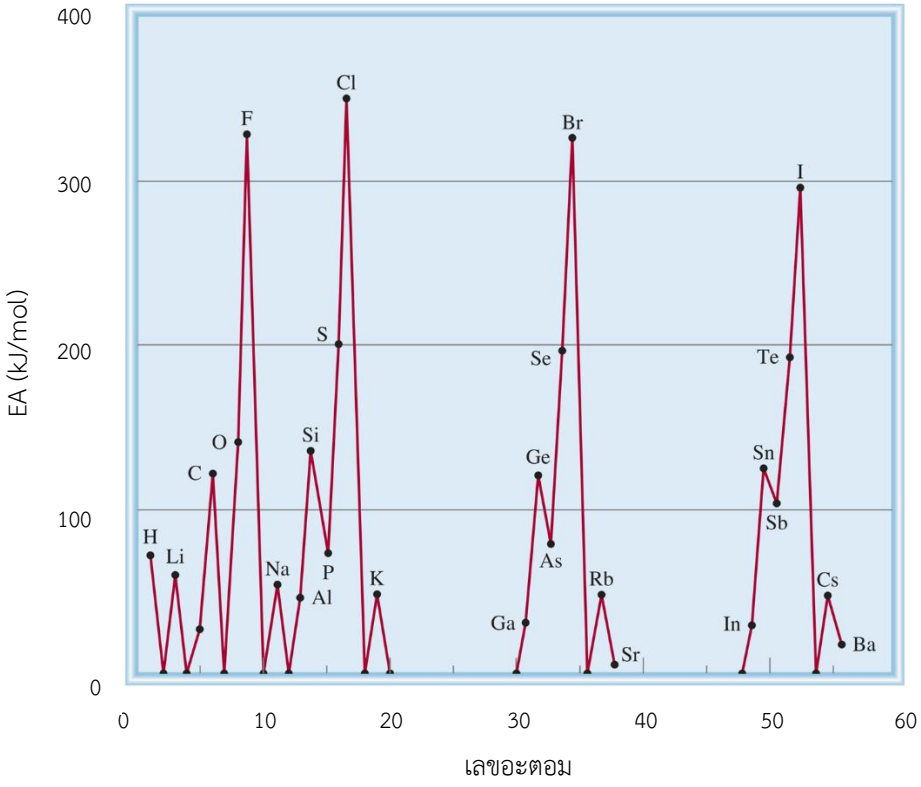
หมู่ / คาบ	IA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	H -73					
2	Li -60	B -27	C -122	N 0	O -141	F -328
3	Na -53	Al -44	Si -134	P -72	S -200	Cl -349
4	K -48	Ga -30	Ge -120	As -77	Se -195	Br -325
5	Rb -47	In -30	Sn -121	Sb -101	Te -190	I -295
6	Cs -45	Tl -30	Pb -110	Bi -110	Po -180	At -270

*อะตอมของหมู่ IIA และ VIIIA ไม่เสถียรในรูปไอออนลบ

ที่มา : Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007 : 317)

ดังภาพประกอบที่ 2.9 แสดงความสัมพันธ์ของค่า EA เมื่อพิจารณาค่า EA ของธาตุตามหมู่จากบนลงล่างตามตารางธาตุ พบว่าเมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ค่า EA มีแนวโน้มลดลง เนื่องจากระดับพลังงานเพิ่มมากขึ้น อะตอมมีขนาดใหญ่ อะตอมจึงรับอิเล็กตรอนได้ยาก ค่า EA จึงมีแนวโน้มลดลง และเมื่อพิจารณาตามคาบ จากซ้ายไปขวาตามตารางธาตุ เมื่อเลขอะตอมเพิ่มมากขึ้น ค่า EA มีแนวโน้มเพิ่มมากขึ้น เนื่องจากอะตอมมีขนาดเล็ก อะตอมจึงรับอิเล็กตรอนได้ง่าย จึงทำให้ค่า EA มากขึ้น แต่จะมีค่า EA เบี่ยงเบนไปจากค่าแนวโน้ม จะสังเกตเห็นว่าหมู่ IIA (Be) มีค่า EA ต่ำกว่า IA (Li) เนื่องจาก หมู่ IIA มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น ns^2 บรรจุแบบเต็มเสถียรกว่า หมู่ IA ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น ns^1 การรับอิเล็กตรอนจะทำให้ความเสถียรลดลง จึงรับอิเล็กตรอนได้ยากกว่า ในขณะที่ หมู่ IA เมื่อรับอิเล็กตรอนจะกลายเป็น ns^2 ซึ่งจะจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบเสถียรและหมู่ VA (N) มีค่า EA ต่ำกว่า หมู่ IVA (C) เนื่องจาก หมู่ VA มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $ns^2\ np^3$ บรรจุแบบครึ่งเสถียรกว่า เช่นเดียวกันเมื่อมีการรับอิเล็กตรอนจะทำให้ความเสถียรลดลง จึงรับอิเล็กตรอนได้

ยาก หมู่ IVA ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $ns^2\ np^2$ เมื่อรับอิเล็กตรอนจะกลายเป็น $ns^2\ np^3$ ซึ่งมีความเสถียรกว่าแบบเดิม ส่วนหมู่ VIIIA (Ne) มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $ns^2\ np^6$ ไม่สามารถรับอิเล็กตรอนได้อีก จึงทำให้ค่า EA ต่ำกว่าค่าแนวโน้มมาก (ทบวงมหาวิทยาลัย, 2541 : 90 และรานี สุวรรณพฤกษ์, 2559 : 94-95)



ภาพประกอบที่ 2.9 ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนกับเลขอะตอม เริ่มจากธาตุ H จนถึงธาตุ Ba
ที่มา : Chang, R. (2010 : 343)

สมบัติของธาตุเรพรีเซนเททีฟ (Properties of the representative elements)

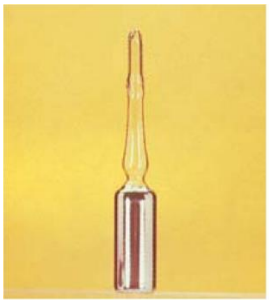
ตารางธาตุจะมีการจัดเรียงให้ธาตุที่มีสมบัติคล้ายกันอยู่หมู่เดียวกัน และจัดเรียงตามการจัดเรียงอิเล็กตรอน ในอดีตธาตุไฮโดรเจน (Hydrogen) ($1s^1$) จัดอยู่ในหมู่ IA เนื่องจากมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนคล้ายกัน แต่พบว่ามีสมบัติคล้ายกับหมู่ VIIA ดังนั้น H จึงไม่มีตำแหน่งที่เหมาะสมเนื่องจากธาตุ H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนกับโลหะ IA แต่สมบัติของธาตุ H คล้ายกับธาตุหมู่ VIIA (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 409 และทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2558 : 107)

1. ธาตุหมู่ IA (ns^1, $n \geq 2$)

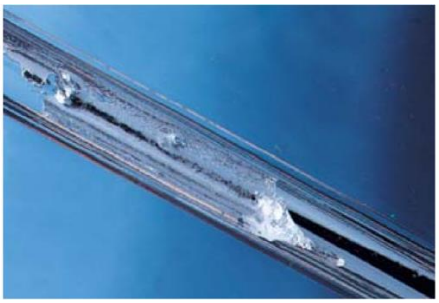
โลหะหมู่ IA มีชื่อประจำหมู่ว่า โลหะแอลคาไล ธาตุทุกตัวในหมู่นี้ ลิเทียม (Li) โซเดียม (Na) โพแทสเซียม (K) รูบิเดียม (Rb) และซีเซียม (Cs) เป็นโลหะ (ยกเว้น Fr เป็นธาตุกัมมันตรังสี) แสดงดังภาพประกอบที่ 2.10 มีลักษณะที่อ่อนนุ่ม จึงใช้มีดตัดโลหะได้ง่าย จุดเดือดสูงขึ้นจนบนลงล่าง โลหะแอลคาไลเป็นโลหะที่มีความว่องไวมากเมื่อเทียบกับโลหะชนิดอื่น ๆ มีความว่องไวจากบนลงล่าง เนื่องจากอะตอมมีขนาดใหญ่ขึ้น ทำให้เวเลนซ์อิเล็กตรอนอยู่ห่างไกลจากนิวเคลียส จึงทำให้การดึงอิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมได้ง่าย (เรวัต ตันตยานนท์ และ อรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 102-103)

ลิเทียม (Li)

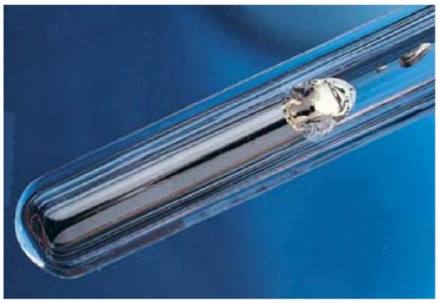
โซเดียม (Na)



โพแทสเซียม (K)



รูบิเดียม (Rb)



ซีเซียม (Cs)

ภาพประกอบที่ 2.10 ธาตุหมู่ IA โลหะแอลคาไล (แฟรนเซียม (Fr) เป็นกัมมันตรังสี)
ที่มา : Chang, R. (2010 : 345)

โลหะบริสุทธิ์ (M แทนสัญลักษณ์โลหะ) จะทำปฏิกิริยารุนแรงกับน้ำได้แก๊สไฮโดรเจน (H_2) และสารประกอบไฮดรอกไซด์ (ทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2557 : 125) ดังสมการ

$$2M\,(s) + 2H_2O\,(l) \longrightarrow 2MOH\,(aq) + H_2\,(g)$$

โลหะหมู่นี้ทำปฏิกิริยากับแก๊สออกซิเจน เกิดเป็นสารประกอบออกไซด์ (O^{2-}) ดังสมการ

$$4Li\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow 2Li_2O\ (s)$$

โซเดียมสามารถเกิดสารประกอบเปอร์ออกไซด์ (O_2^{2-}) มีสีเหลืองอ่อน ดังสมการ

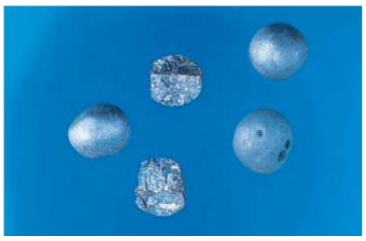
$$2Na\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow Na_2O_2\ (s)$$

K Rb และ Cs เกิดสารประกอบซูเปอร์ออกไซด์ (O_2^{-}) ดังสมการ

$$K\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow KO_2\ (s)$$

2. ธาตุหมู่ IIA (ns^2, $n \geq 2$)

โลหะหมู่ IIA มีชื่อประจำหมู่ว่า โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท ธาตุทุกตัวในหมู่นี้ เบริลเลียม (Be) แมกนีเซียม (Mg) แคลเซียม (Ca) สทรอนเทียม (Sr) แบเรียม (Ba) เป็นโลหะ และเรเดียม (Ra) เป็นกัมมันตรังสี แสดงดังภาพประกอบที่ 2.11

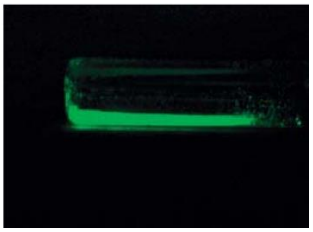

เบริลเลียม (Be)

แมกนีเซียม (Mg)

แคลเซียม (Ca)

สทรอนเทียม (Sr)

แบเรียม (Ba)


เรเดียม (Ra)

ภาพประกอบที่ 2.11 ธาตุหมู่ IIA โลหะแอลคาไลเอิร์ท

ที่มา : Chang, R. (2010 : 346)

โลหะแอลคาไลน์เอิร์ทมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาน้อยกว่าโลหะแอลคาไล สามารถทำปฏิกิริยากับน้ำแตกต่างกัน Be ไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ Mg ทำปฏิกิริยากับไอน้ำอย่างช้า ๆ Ca Sr และ Ba ทำปฏิกิริยากับน้ำเย็นได้ (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 410 และทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2557 : 131) ดังสมการ

$$Ba\ (s) + 2H_2O\ (l) \longrightarrow Ba(OH)_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

โลหะแอลคาไลน์เอิร์ททำปฏิกิริยากับแก๊สออกซิเจน Be Mg เกิดสารประกอบออกไซด์ที่อุณหภูมิสูงเท่านั้น ในขณะที่ Ca Sr และ Ba เกิดสารประกอบออกไซด์ที่อุณหภูมิห้อง ดังสมการ

$$2Be\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow 2BeO\ (s)$$

Mg Ca Sr และ Ba ทำปฏิกิริยากับสารละลายกรดได้แก๊สไฮโดรเจน (H_2)

$$Mg\ (s) + 2H^+\ (aq) \longrightarrow Mg^{2+}\ (aq) + H_2\ (g)$$

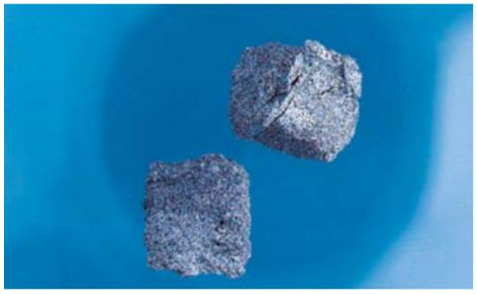
3. ธาตุหมู่ IIIA ($ns^2\ np^1$, $n \geq 2$)

โบรอน (B) เป็นกึ่งโลหะ ส่วนธาตุที่เหลือ อะลูมิเนียม (Al) แกลเลียม (Ga) อินเดียม (In) และแทลเลียม (Tl) เป็นโลหะ แสดงดังภาพประกอบที่ 2.12 B ไม่เกิดเป็นสารประกอบไอออนิก ไม่ว่องไวต่อแก๊สออกซิเจนและน้ำ แต่ Al ทำปฏิกิริยากับแก๊สออกซิเจนเกิดเป็นสารประกอบออกไซด์ (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 412 และทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2557 : 137) ดังสมการ

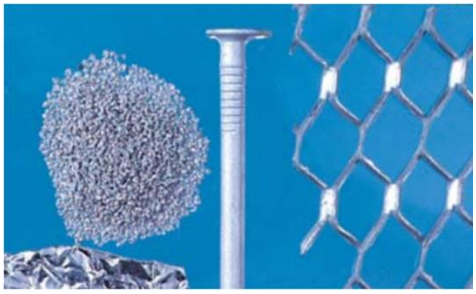
$$4Al\ (s) + 3O_2\ (g) \longrightarrow 2Al_2O_3\ (s)$$

อะลูมิเนียมทำปฏิกิริยากับสารละลายกรดได้แก๊สไฮโดรเจน (H_2)

$$2Al\ (s) + 6H^+\ (aq) \longrightarrow 2Al^{3+}\ (aq) + 3H_2\ (g)$$



โบรอน (B)



อะลูมิเนียม (Al)

แกลเลียม (Ga)

อินเดียม (In)

ภาพประกอบที่ 2.12 ธาตุหมู่ IIIA (Ga มีจุดหลอมเหลวต่ำ (29.8 องศาเซซเซียส) จึงทำให้หลอมเมื่ออยู่ในมือ)

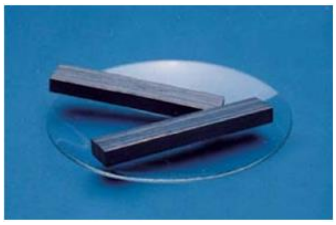
ที่มา : Chang, R. (2010 : 347)

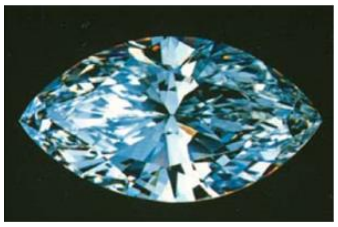
4. ธาตุหมู่ IVA ($ns^2\ np^2$, $n \geq 2$)

ธาตุหมู่นี้อยู่ในตำแหน่งกึ่งกลางของธาตุหลัก มีความหลากหลายทางเคมีมากที่สุดหมู่หนึ่งในตารางธาตุ (ทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2557 : 151) ธาตุหมู่นี้ประกอบด้วยคาร์บอน (C) และซิลิคอน (Si) เป็นอโลหะ เจอร์เมเนียม (Ge) เป็นกึ่งโลหะ ดีบุก (Sn) และตะกั่ว (Pb) เป็นโลหะ แสดงดังภาพประกอบที่ 2.13 (Chang, R, 2010 : 348) ธาตุคาร์บอนนับว่าเป็นองค์ประกอบหลักของสารประกอบอินทรีย์ (ณัฐยา เหล่าฤทธิ์, 2559 : 39) เกิดเป็นสารประกอบที่มีเลขออกซิเดชันได้ทั้ง +2 และ +4 โลหะหมู่นี้ไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ แต่ทำปฏิกิริยากับกรดได้แก๊สไฮโดรเจน (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 412) ดังสมการ

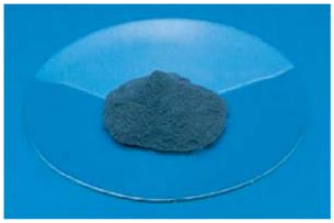
$$Sn\ (s) + 2H^+\ (aq) \longrightarrow 2Sn^{2+}\ (aq) + H_2\ (g)$$

$$Pb\ (s) + 2H^+\ (aq) \longrightarrow 2Pb^{2+}\ (aq) + H_2\ (g)$$

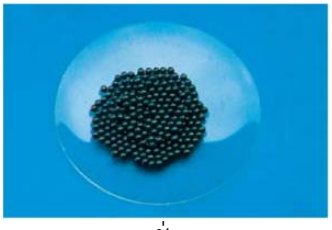

คาร์บอน (แกรไฟต์)


คาร์บอน (เพชร)

ซิลิคอน (Si)


เจอร์เมเนียม (Ge)

ดีบุก (Sn)


ตะกั่ว (Pb)

ภาพประกอบที่ 2.13 ธาตุหมู่ IVA
ที่มา : Chang, R. (2010 : 348)

5. ธาตุหมู่ VA ($ns^2\ np^3$, $n \geq 2$)

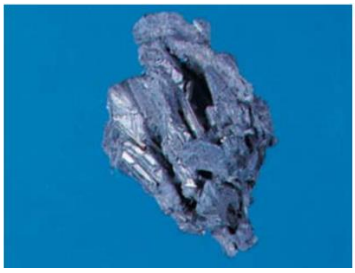
ธาตุหมู่ VA มีชื่อประจำหมู่ว่า ธาตุนิกโทเจน (Pnictogen) เป็นธาตุที่มีสมบัติทางเคมีและทางกายภาพที่หลากหลายมาก ประกอบด้วยไนโตรเจน (N) และฟอสฟอรัส (P) เป็นอโลหะ สารหนู (As) และพลวง (Sb) เป็นกึ่งโลหะ บิสมัส (Bi) เป็นโลหะ แสดงดังภาพประกอบที่ 2.14 ดังนั้น ในหมู่เดียวกันจึงมีสมบัติแตกต่างกันมาก ไนโตรเจนอยู่ในรูปอะตอมโมเลกุลคู่เป็น N_2 เกิดเป็นสารประกอบออกไซด์ได้หลายชนิด เช่น NO N_2O NO_2 N_2O_4 ทุกตัวมีสถานะแก๊ส ยกเว้น N_2O_5 มีสถานะเป็นของแข็ง P อยู่ในรูปที่เสถียร P_4 เกิดเป็นสารประกอบออกไซด์ เช่น P_4O_6 และ P_4O_2 โดย N และ P เกิดจากการทำปฏิกิริยาของออกไซด์กับน้ำ (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 414 และทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2557 : 170) ดังสมการ

$$N_2O_5\ (s) + H_2O\ (l) \longrightarrow 2HNO_3\ (aq)$$

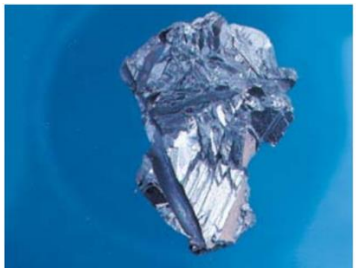
$$P_4O_{10}\ (s) + 6H_2O\ (l) \longrightarrow 4H_3PO_4\ (aq)$$

ไนโตรเจนเหลว (N_2)

ฟอสฟอรัสขาวและแดง (P)



สารหนู (As)



พลวง (Sb)

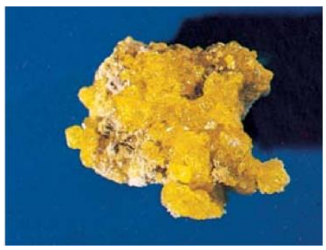
บิสมัส (Bi)

ภาพประกอบที่ 2.14 ธาตุหมู่ VA (โมเลกุลไนโตรเจนเป็นแก๊สไม่มีสี ไม่มีพิษ)
ที่มา : Chang, R. (2010 : 349)

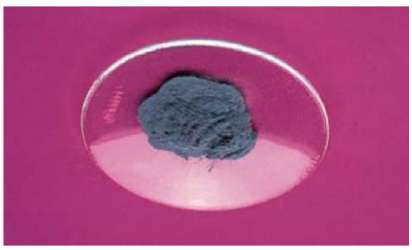
6. ธาตุหมู่ VIA ($ns^2\ np^4$, $n \geq 2$)

ธาตุหมู่ VIA มีชื่อประจำหมู่ว่า ชาลโคเจน (Chacogen) ประกอบด้วยออกซิเจน (O) กำมะถัน หรือ ซัลเฟอร์ (S) และซีลีเนียม (Se) เป็นอโลหะ เทลลูเรียม (Te) และพอโลเนียม (Po) เป็นกึ่งโลหะ แสดงดังภาพประกอบที่ 2.15 ออกซิเจนอยู่ในรูปอะตอมโมเลกุลคู่เป็น O_2 ส่วน S และ Se อยู่ในรูปที่เสถียร S_8 และ Se_8 ออกซิเจนเกิดสารประกอบโมเลกุลกับธาตุตัวอื่น ๆ ได้มาก ส่วนสารประกอบของซัลเฟอร์ ได้แก่ SO_2 SO_3 และ H_2S (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 410 และทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2557 : 183) ดังสมการ

$$SO_3\ (s) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_2SO_4\ (aq)$$


กำมะถัน (S_8)

ซีลีเนียม (Se_8)


เทลลูเลียม (Te)

ภาพประกอบที่ 2.15 ธาตุหมู่ VIA (โมเลกุลออกซิเจนเป็นแก๊สไม่มีสี ไม่มีพิษ และพอโลเนียมเป็นกัมมันตรังสี)
ที่มา : Chang, R. (2010 : 350)

7. ธาตุหมู่ VIIA ($ns^2\ np^5$, $n \geq 2$)

ธาตุหมู่ VIIA มีชื่อประจำหมู่ว่า แฮโลเจน (Halogen) ภาษากรีกแปลว่า ผู้ผลิตเกลือ ฟลูออรีน (F) คลอรีน (Cl) โบรมีน (Br) ไอโอดีน (I) เป็นอโลหะ และ แอสทาทีน (At) เป็นกัมมันตรังสี แสดงดังภาพประกอบที่ 2.16 แฮโลเจนทุกตัวจะอยู่ในรูปอะตอมโมเลกุลคู่เป็น X_2 (เมื่อ X แทนอะตอมของแฮโลเจน) ความว่องไวในการเกิดปฏิกิริยาของแฮโลเจนลดลงจากบนลงล่าง แฮโลเจนทำปฏิกิริยากับน้ำได้แก๊สออกซิเจน (เรวัต ตันตยานนท์ และ อรนุช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 128 และ ทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2557 : 201) ดังสมการ

$$2F_2\,(g) + 2H_2O\,(l) \longrightarrow 4HF\,(aq) + O_2\,(g)$$

แฮโลเจนทำปฏิกิริยากับไฮโดรเจนเกิดเป็นสารประกอบไฮโดรเจนแฮไลด์ ความรุนแรงของปฏิกิริยาลดลงจากบนลงล่าง ไฮโดรเจนแฮไลด์ละลายน้ำเกิดเป็นผลิตภัณฑ์เป็นกรดไฮโดรแฮลิก HF เป็นกรดอ่อน แต่ HCl HBr HI เป็นกรดแก่ (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 416 และ Chang, R., 2010 : 349-351) ดังสมการ

$$H_2\,(g) + X_2\,(g) \longrightarrow 2HX\,(aq)$$

แฮโลเจนเป็นตัวออกซิไดส์ที่แรง ความแรงของการเป็นตัวออกซิไดส์จะลดลงจากบนลงล่าง ดังสมการ

$2Br^- + Cl_2 \longrightarrow 2Cl^- + Br_2$

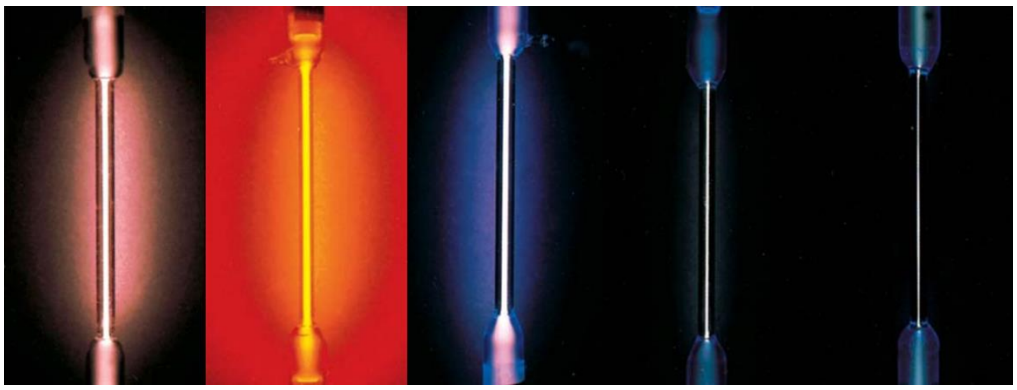
สีเหลืองตอง สีส้ม

$2Br^- + I_2 \not\longrightarrow$

ภาพประกอบที่ 2.16 ธาตุหมู่ VIIA คลอรีน โบรมีน และไอโอดีน (ฟลูออรีนเป็นแก๊สสีเหลืองตอง ซึ่งจะกัดแก้ว ในขณะที่แอสทาทีนเป็นธาตุกัมมันตรังสี)
ที่มา : Chang, R. (2010 : 350)

8. ธาตุหมู่ VIIIA ($ns^2\ np^6$, $n \geq 2$)

ธาตุหมู่ VIIIA มีชื่อประจำหมู่ว่า แก๊สเฉื่อย (Inert gas) หรือแก๊สมีตระกูล (Noble gas) ธาตุหมู่นี้ประกอบด้วย ฮีเลียม (He) นีออน (Ne) อาร์กอน (Ar) คลิปตอน (Kr) และซีนอน (Xe) เป็น อโลหะ เรดอน (Rn) เป็นกัมมันตรังสี แสดงดังภาพประกอบที่ 2.17 แก๊สเฉื่อยหมู่นี้ทุกตัวจะอยู่ในรูป อะตอมเดี่ยว มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนครบกฎออกเตตเป็น $ns^2\ np^6$ จึงทำให้มีความเสถียร ไม่มี แนวโน้มในการรับอิเล็กตรอนจึงเฉื่อยต่อปฏิกิริยา ไม่มีความว่องไว แก๊สเฉื่อยทุกชนิดไม่มีสีและไม่มี กลิ่น (ทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2557 : 215-216 และสุพัฒน์ มูลสิน, 2561 : 126)



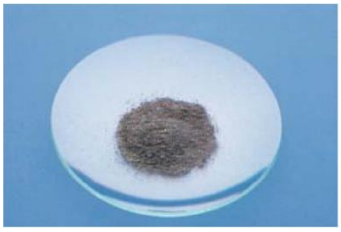
ฮีเลียม (He) นีออน (Ne) อาร์กอน (Ar) คลิปตอน (Kr) ซีนอน (Xe)

ภาพประกอบที่ 2.17 ธาตุหมู่ VIIIA ทั้งหมดเป็นแก๊สเฉื่อยไม่มีสี และไม่มีพิษ โดยรูปนี้แสดงการปล่อยสีโดยแก๊สจากหลอดประจุ

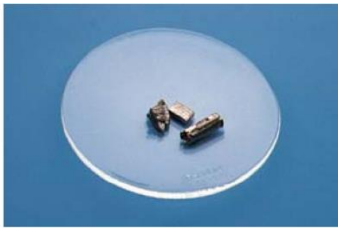
ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 351)

ธาตุแทรนซิชัน (Transition elements)

ธาตุแทรนซิชันเป็นธาตุกลุ่ม B ถัดจากหมู่ IIA คาบ 4 โดยเริ่มจาก IIIB ถึงหมู่ IIB รวมทั้ง VIIIB ด้วย ธาตุแทรนซิชันจะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนบรรจุอยู่ในออร์บิทัล d และ f ธาตุกลุ่มนี้มีธาตุมากกว่า 9 ธาตุ ถึงแม้ว่าธาตุหมู่ IIB (Zn Cd Hg) จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนอยู่ในออร์บิทัล d แต่ไม่จัดว่าเป็นธาตุแทรนซิชัน เนื่องจากมีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล d เต็มทั้งรูปอะตอมและไอออน แต่อย่างไรก็ตามตำแหน่งของหมู่ IIB อยู่ตรงรอยต่อระหว่างธาตุแทรนซิชันและธาตุเรพรีเซนเททิฟ จึงอาจรวมเป็นโลหะแทรนซิชันได้ตามเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่บรรจุ (พินิติ รตะนานุกูล และคณะ, 2549 : 57) ภาพประกอบที่ 2.18 แสดงธาตุที่เป็นโลหะบริสุทธิ์ของแทรนซิชันแถวแรก (ยกเว้นสังกะสี)


สแกนเดียม (Sc)

ไทเทเนียม (Ti)


วานาเดียม (V)

โครเมียม (Cr)

แมงกานีส (Mn)

เหล็ก (Fe)

โคบอลต์ (Co)

นิกเกิล (Ni)

ทองแดง (Cu)

ภาพประกอบที่ 2.18 โลหะแทรนซิชันแถวแรก
ที่มา : Chang, R. (2010 : 958)

ซึ่งหากแบ่งโลหะแทรนซิชันสามารถแบ่งได้ 2 กลุ่ม คือ ธาตุแทรนซิชันกลุ่มหลัก (Main transition elements) หรือธาตุกลุ่ม d แบ่งออกเป็น 3 กลุ่ม คือ ธาตุแทรนซิชันกลุ่มที่ 1 ประกอบด้วย Sc ถึง Zn มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนบรรจุในออร์บิทัล 3d ธาตุแทรนซิชันกลุ่มที่ 2 ประกอบด้วย Y ถึง Cd มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนบรรจุในออร์บิทัล 4d ธาตุแทรนซิชันกลุ่มที่ 3 ประกอบด้วย La ถึง Hg มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนบรรจุในออร์บิทัล 5d และธาตุแทรนซิชันชั้นใน (Inner transition elements) หรือธาตุกลุ่ม f แบ่งออกเป็น 2 กลุ่มคือ อนุกรมแลนทาไนด์ (Lanthanide series) ประกอบด้วย Ce ถึง Lu มีทั้งหมด 14 ธาตุ ซึ่งมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนบรรจุในออร์บิทัล 4f และอนุกรมแอกทิไนด์ (Actinide series) ประกอบด้วย Th ถึง Lr มีทั้งหมด 14 ธาตุ ซึ่งมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนบรรจุในออร์บิทัล 5f ธาตุในกลุ่มนี้ได้จากการสังเคราะห์ขึ้น ไม่พบในธรรมชาติ (ทวีศักดิ์ สุขยอดสุข, 2558 : 1-2 และหิริหัทยา เพชรมั่ง, 2550 : 3-4)

1. สมบัติของธาตุแทรนซิชัน (Properties of the transition elements)

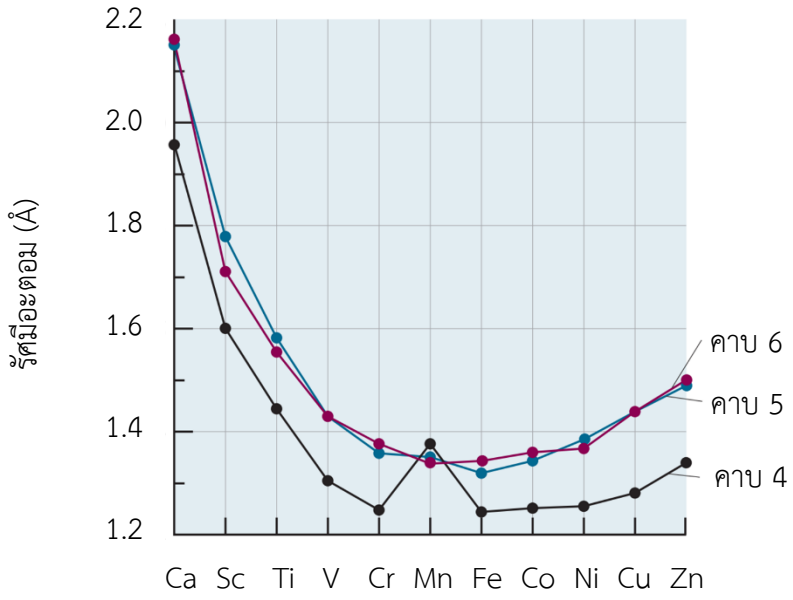
ธาตุแทรนซิชันเป็นโลหะ ซึ่งมีทั้งที่พบได้ในธรรมชาติและได้จากการสังเคราะห์ นอกจากนี้บางธาตุยังเป็นธาตุกัมมันตรังสีอีกด้วย ทุกธาตุเป็นโลหะ เกิดสารประกอบเชิงซ้อน มีเลขออกซิเดชันหลายค่า (ลัดดา มีสุข, 2559 : 7) โดยตารางที่ 2.4 แสดงสมบัติบางประการของโลหะกลุ่ม IA IIA (หมู่หลัก) และธาตุแทรนซิชันในคาบที่ 4 (คาบแรกของธาตุแทรนซิชัน) จะเห็นได้ว่า สมบัติส่วนใหญ่ของธาตุแทรนซิชันจะคล้ายกันตามคาบมากกว่า เมื่อพิจารณาค่าจุดหลอมเหลว จุดเดือด ความหนาแน่น และค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 พบว่า มีค่าสูงกว่าหมู่หลัก แต่เมื่อพิจารณารัศมีอะตอมมีค่าใกล้เคียงกัน แต่น้อยกว่าค่าหมู่หลักธาตุโพแทสเซียมและแคลเซียม (Chang, R., 2010 : 955 : Ryan, L. and Norris, R., 2014 : 368-369) นอกจากนี้โลหะแทรนซิชันยังได้มีการพัฒนาเพื่อใช้เป็นตัวเร่งปฏิกิริยาเคมี (นพิดา หิญชีระนันทน์ และชวลิต งามจรัสศรีวิชัย, 2556 : 3)

ตารางที่ 2.4 สมบัติทางกายภาพของธาตุ K ถึง ธาตุ Zn

สมบัติ	IA	IIA	โลหะแทรนซิชัน									
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
รัศมีอะตอม (pm)	227	197	162	147	134	130	135	126	125	124	128	138
จุดหลอมเหลว (ºC)	63.7	838	1539	1668	1900	1875	1245	1536	1495	1453	1083	419.5
จุดเดือด (ºC)	760	1440	2730	3260	3450	2665	2150	3000	2900	2730	2595	906
ความหนาแน่น (g/cm^3)	0.86	1.54	3.0	4.51	6.1	7.19	7.43	7.86	8.9	8.9	8.96	7.14
IE_1 (kJ/mol)	425	596	639	661	648	653	716	762	757	736	745	913

ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 955) **;** Ryan, L. and Norris, R. (2014 : 368-369)

ภาพประกอบที่ 2.19 จะเห็นได้ว่าแนวโน้มรัศมีอะตอมของโลหะแทรนซิชันมีขนาดอะตอมเพิ่มขึ้นจากคาบ 4 5 และ 6 แต่คาบ 5 และ 6 มีขนาดใกล้เคียงกันมาก เนื่องจากการหดตัวของแลนทาไนด์ (Lanthanide contraction) ซึ่งเกิดจากอิทธิพลอันเนื่องมาจากการกำบังประจุโดยอิเล็กตรอนชั้นใน (Shielding effect) และอำนาจการทะลุทะลวง (Penetrating) ของเวเลนซ์อิเล็กตรอนสู่นิวเคลียส (พินิติ รตะนานุกูล และคณะ, 2549 : 145)



ภาพประกอบที่ 2.19 แนวโน้มรัศมีอะตอมของโลหะแทรนซิชันในคาบที่ 4 5 และ 6 (สัญลักษณ์ธาตุแทนเฉพาะคาบที่ 4)
ที่มา : Oxtoby, D.W. (2008 : 315)

ตารางที่ 2.5 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุแทรนซิชันแถวแรก ซึ่งจะเห็นได้ว่าธาตุแทรนซิชันส่วนใหญ่จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 2 ยกเว้น Cr และ Cu จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1 เนื่องจากการจัดเรียงอิเล็กตรอนเช่นนี้ จะทำให้จัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น Cr [Ar] $3d^5$ $4s^1$ จะทำให้ออร์บิทัล d และ s มีอิเล็กตรอนบรรจุแบบครึ่ง ซึ่งจะมีความเสถียรและจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น Cu [Ar] $3d^{10}$ $4s^1$ มีอิเล็กตรอนบรรจุแบบเต็มและแบบครึ่งจึงเกิดความเสถียรเช่นเดียวกัน

ตารางที่ 2.5 การจัดเรียงอิเล็กตรอนและสมบัติต่าง ๆ โลหะแทรนซิชันแถวแรกบางชนิด

สมบัติ	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	$4s^2 3d^2$	$4s^2 3d^3$	$4s^1 3d^5$	$4s^2 3d^5$	$4s^2 3d^6$	$4s^2 3d^7$	$4s^2 3d^8$	$4s^2 3d^9$
เลขออกซิเดชัน	+3 +4	+2+3+4+5	+3+6	+2+4+6+7	+2+3	+2+3	+2	+1+2
รัศมีอะตอม (nm)	0.132	0.122	0.117	0.117	0.116	0.116	0.115	0.117
รัศมีไอออน (nm)	Ti^{2+} 0.090	V^{2+} 0.090	Cr^{2+} 0.085	Mn^{2+} 0.080	Fe^{2+} 0.076	Co^{2+} 0.078	Ni^{2+} 0.078	Cu^{2+} 0.069

ที่มา : ดัดแปลงจาก Ryan, L. and Norris, R. (2014 : 368-369)

2. สีของสารประกอบแทรนซิชัน (Colors of transition compounds)

สีของสารประกอบไอออนิกของโลหะกลุ่มเรพรีเซนเททิฟกลุ่มหลักมักมีสีขาว เช่น NaCl $CaCO_3$ $Mg(NO_3)_2$ เป็นต้น ในขณะที่สีของสารประกอบไอออนิกกลุ่มแทรนซิชันจะมีสี ดังภาพประกอบที่ 2.20 ซึ่งแสดงสีของโลหะแทรนซิชันเมื่ออยู่ในรูปไอออน เนื่องจากโลหะแทรนซิชันสามารถเกิดสารประกอบเชิงซ้อนได้ สีที่เกิดขึ้นเนื่องจากอิเล็กตรอนที่บรรจุในออร์บิทัล d ไม่เต็ม เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานจึงสามารถดูดกลืนพลังงานในช่วงวิซิเบิล ซึ่งเป็นแสงสีขาวที่ตาเรามองเห็นได้ อิเล็กตรอนถูกกระตุ้นไปยังระดับพลังงานที่สูงขึ้นกว่าเดิมและคายพลังงานออกมา ยกเว้น Sc^{3+} Ti^{4+} เนื่องจากไม่มีอิเล็กตรอนบรรจุในออร์บิทัล d ([Ar] $3d^0$) และ Zn^{2+} เนื่องจากอิเล็กตรอนบรรจุในออร์บิทัล d เต็ม ([Ar] $3d^{10}$) ในขณะที่ โพแทสเซียมไดโครเมต ($K_2Cr_2O_7$) สีส้ม โพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนต ($KMnO_4$) สีม่วง โซเดียมโครเมต (Na_2CrO_4) สีเหลือง สีที่เกิดขึ้นไม่ได้เกิดจาก K^+ หรือ Na^+ แต่เกิดจากสีของไอออนลบที่ไอออนของโลหะแทรนซิชันเป็นองค์ประกอบอยู่ด้วย (พินิติ รตะนานุกูล และคณะ, 2549 : 77) สีของสารประกอบเชิงซ้อนของโลหะแทรนซิชันอาจเกิดจากโลหะของไอออนต่างชนิดกัน ดังภาพประกอบที่ 2.20 จะเห็นได้ว่า Co^{2+} สีชมพู Ni^{2+} สีเขียว Cu^{2+} มีสีฟ้า หรือสารประกอบเชิงซ้อนของโลหะแทรนซิชันมีโลหะของไอออนชนิดเดียวกันแต่ลิแกนด์ต่างชนิดกัน เช่น $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ สีม่วง $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$ สีเหลือง เป็นต้น (หิริหัทยา เพชรมั่ง, 2550 : 110-111)

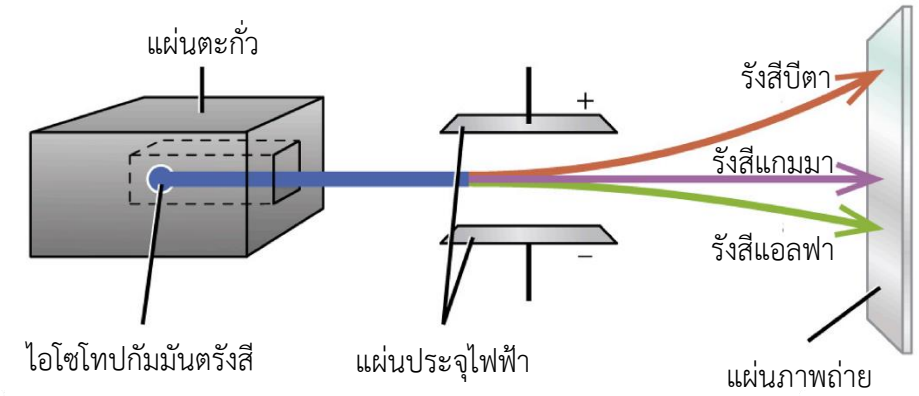
ภาพประกอบที่ 2.20 สีของธาตุแทรนซิชันเมื่ออยู่ในรูปไอออน
ที่มา : Chang, R. (2010 : 970)

ธาตุกัมมันตรังสี (Radioactive elements)

ธาตุกัมมันตรังสีจะมีสมบัติแตกต่างจากธาตุทั่วไป โดยมีความเสถียรน้อยกว่าเนื่องจากสามารถแผ่รังสีได้ตลอดเวลา แต่การแผ่รังสีมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับอัตราการสลายตัวของธาตุกัมมันตรังสี

1. ชนิดของกัมมันตรังสี (Types of radioactive)

ธาตุกัมมันตรังสีเป็นธาตุที่สามารถแผ่รังสีแล้วทำให้เกิดเป็นอะตอมธาตุใหม่ได้ เพราะนิวเคลียสมีพลังงานสูงมากและบางชนิดไม่เสถียรจึงปล่อยพลังงานออกมาในรูปอนุภาคหรือรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าออกมาได้ตลอดเวลา (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 296) ดังภาพประกอบที่ 2.21 แสดงการผ่านสนามไฟฟ้า เช่น รังสีแอลฟา บีตา และแกมมา โดยตารางที่ 2.6 แสดงสมบัติของรังสีบางชนิด นอกจากนี้ยังมีรังสีชนิดอื่น เช่น โพซิตรอน (β^+) โปรตอน (p^+) ดิวเทอรอน (D) ทริทอน (T) และนิวตรอน (n)



ภาพประกอบที่ 2.21 การแผ่รังสีของไอโซโทปกัมมันตรังสีผ่านสนามไฟฟ้า
ที่มา : Flowers, P. et al. (2017 : 1159)

ตารางที่ 2.6 ชนิดของรังสีและสัญลักษณ์ของกัมมันตรังสี

อนุภาค	สัญลักษณ์ทั่วไป	สัญลักษณ์นิวเคลียร์
แอลฟา	α	$^{4}_{2}He$
บีตา	β^-	$^{0}_{-1}e$
โพซิตรอน	β^+	$^{0}_{+1}e$
แกมมา	γ	-
นิวตรอน	-	$^{1}_{0}n$
โปรตอน	-	$^{1}_{1}H$
ดิวเทอรอน	-	$^{2}_{1}H$
ทริทอน	-	$^{3}_{1}H$

ที่มา : ดัดแปลงจาก Davis, R.E. et al. (2009 : 685)

2. การสลายตัวของกัมมันตรังสี (Radioactive decay)

เมื่อไอโซโทปของนิวเคลียสที่มีอัตราส่วนระหว่างนิวตรอนและโปรตอนไม่เหมาะสม จึงเกิดการเปลี่ยนแปลงภายในนิวเคลียส โดยการแผ่รังสี (Radiation) เกิดเป็นธาตุใหม่ที่เสถียรกว่าออกมา (Davis, R.E. et al., 2009 : 686-687) ดังตัวอย่างต่อไปนี้

การแผ่รังสีแอลฟา (Alpha emission)

เมื่อปล่อยรังสีแอลฟาออกมา จำนวนนิวตรอนและจำนวนโปรตอนจะมีจำนวนลดลงอย่างละ 2 อนุภาค เพื่อเพิ่มความเสถียรของนิวเคลียส

$$^{210}_{84}Po \longrightarrow {}^{206}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He$$

การแผ่รังสีบีตา (Beta emission)

เมื่อปล่อยรังสีแอลฟาออกมา นิวเคลียสใหม่จะมีจำนวนโปรตอนเพิ่มขึ้นอีก 1 ซึ่งอิเล็กตรอนที่ถูกปล่อยออกมาจากนิวเคลียสอยู่ในรูปของรังสีบีตา

$$^{14}_{6}C \longrightarrow {}^{14}_{7}N + {}^{0}_{-1}\beta$$

การแผ่รังสีโพซิตรอน (Positron emission)

เมื่อปล่อยรังสีโพซิตรอนออกมา นิวเคลียสใหม่จะมีจำนวนโปรตอนลดลงอีก 1 ซึ่งอิเล็ก-ตรอนที่ถูกปล่อยออกมาจากนิวเคลียสอยู่ในรูปของรังสีโพซิตรอน

$$^{38}_{19}K \longrightarrow {}^{38}_{18}Ar + {}^{0}_{+1}\beta$$

การแผ่รังสีแกมมา (Gamma emission)

การปล่อยรังสีแกมมาออกมาเกิดกับไอโซโทปกัมมันตรังสีที่มีพลังงานสูงมาก นิวเคลียสที่เกิดใหม่ไม่เสถียรจึงปล่อยพลังงานส่วนเกินออกมาเป็นรังสีแกมมา

$$^{129}_{52}Te \longrightarrow {}^{129}_{52}Te + \gamma$$

ซึ่งในการเขียนสมการนิวเคลียร์ (Nuclear equation) ผลรวมเลขมวลและเลขอะตอมของผลิตภัณฑ์จะมีค่าเท่ากับผลรวมเลขมวลและเลขอะตอมของสารตั้งต้น

3. ครึ่งชีวิตของไอโซโทปกัมมันตรังสี (Half life of radioactive isotopes)

ธาตุที่เป็นกัมมันตรังสีจะสลายตัวให้รังสีใดรังสีหนึ่งตลอดเวลา ซึ่งจะสลายตัวช้าแตกต่างกันโดยขึ้นอยู่กับอัตราการสลายตัวของธาตุกัมมันตรังสีนั้นจะเรียกเป็น ครึ่งชีวิต (Half life) หมายถึง ระยะเวลาที่ทำให้ธาตุกัมมันตรังสีสลายตัวแล้วปริมาณของธาตุกัมมันตรังสีนั้นลดลงจากปริมาณเดิมครึ่งหนึ่ง โดยธาตุกัมมันตรังสีจะมีครึ่งชีวิตคงเดิมไม่ว่าจะอยู่ในรูปธาตุ หรือสารประกอบ เช่น Co-60 เริ่มต้นมีปริมาณ 10 กรัม สลายตัวให้กัมมันตรังสี จนกระทั่งเวลาผ่านไปครบ 5.27 ปี จะทำให้ Co-60 เหลือ 5 กรัม และเมื่อเวลาผ่านไปอีก 5.27 ปี จะมี Co-60 เหลือ 2.5 กรัม จะเห็นได้ว่า เวลาผ่านไปทุก ๆ 5.27 ปี Co-60 จะสลายตัวไป ทำให้ปริมาณสารลดลงครึ่งหนึ่งจากปริมาณของเดิม (Key, J.A. and Bal, D.W., 2014 : 735) แสดงดังภาพประกอบที่ 2.22

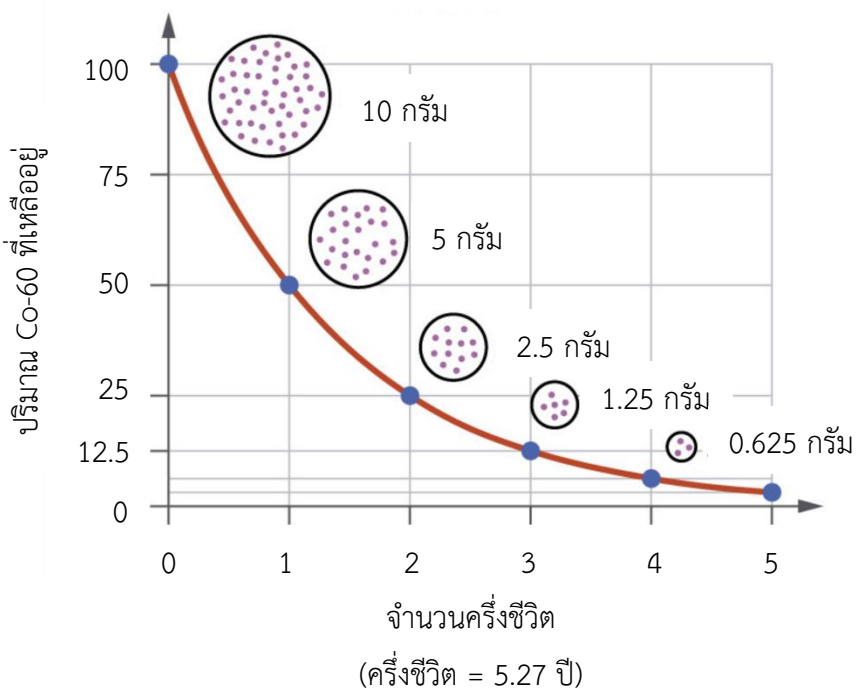
ซึ่งเขียนความสัมพันธ์ได้เป็น

$$N_t = \frac{N_0}{2^n}$$

เมื่อ N_0 = มวลไอโซโทปเริ่มต้น

N_t = มวลไอโซโทปที่เหลือ

n = จำนวนครึ่งชีวิต



ภาพประกอบที่ 2.22 กัมมันตรังสี Co-60 มีครึ่งชีวิต 5.27 ปี

ที่มา : Flowers, P. et al. (2017 : 1163)

ครึ่งชีวิตของแต่ละไอโซโทปจะมีสมบัติเฉพาะตัวและจะมีอัตราการสลายตัวที่แตกต่างกัน แสดงดังตารางที่ 2.7 แสดงตัวอย่างครึ่งชีวิตของไอโซโทปกัมมันตรังสีบางชนิด

ตารางที่ 2.7 ตัวอย่างครึ่งชีวิตของไอโซโทปกัมมันตรังสีบางชนิด

ไอโซโทป กัมมันตรังสี	ครึ่งชีวิต (ปี)	มวลไอโซโทปใน ร่างกาย (กรัม)	กิจกรรมในร่างกาย (การสลายตัว/วินาที)
^{40}K	1.26×10^{9}	0.0164	4,340
^{14}C	5,730	1.6×10^{-8}	3,080
^{87}Rb	4.9×10^{10}	0.19	600
^{210}Pb	22.3	5.4×10^{-10}	15
^{3}H	12.3	2×10^{-14}	7
^{238}U	4.47×10^{9}	1×10^{-4}	5
^{228}Ra	5.76	4.6×10^{-14}	5
^{226}Ra	1,620	3.6×10^{-11}	3

ที่มา : Key, J.A. and Bal, D.W. (2014 : 735)

ตัวอย่างที่ 2.1 จงหาปริมาณของ Na-24 เริ่มต้นมีอยู่ 20 กรัม ตั้งทิ้งไว้ 60 ชั่วโมง โดย Na-24 มีครึ่งชีวิต 15 ชั่วโมง จงหาปริมาณ Na-24 ที่เหลืออยู่

วิธีทำ แนวคิด โจทย์ให้หาปริมาณ Na-24 ที่เหลืออยู่

1. แบบแรก คำนวณตามสูตร

1.1) หาจำนวนครั้งที่เกิดการสลายตัว

$$n = \frac{60 \text{ ชั่วโมง}}{15 \text{ ชั่วโมง}}$$

$$= 4 \text{ ครั้ง}$$

1.2) นำค่าแทนในสูตร

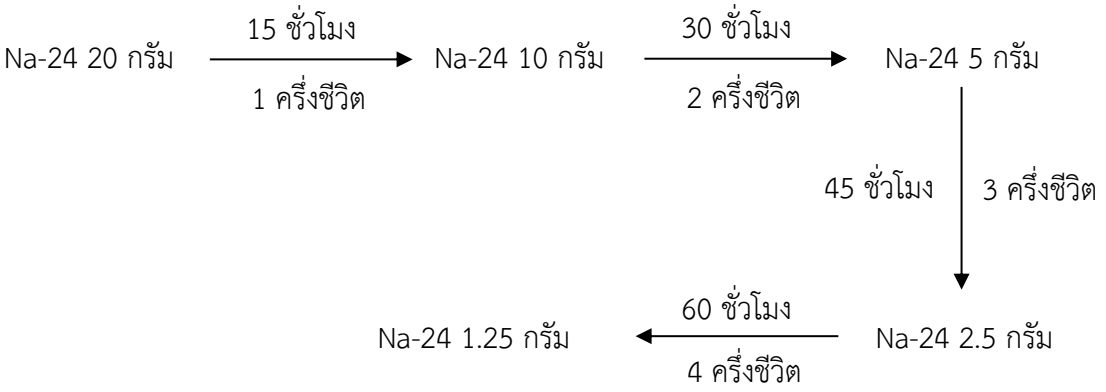
$$N_t = \frac{N_0}{2^n}$$

$$N_t = \frac{20 \text{ กรัม Na-24 เริ่มต้น}}{2^4}$$

N_t = 1.25 กรัม Na-24 ที่เหลือ

ดังนั้น ปริมาณ Na-24 ที่เหลืออยู่เท่ากับ 1.25 กรัม จากปริมาณเริ่มต้น

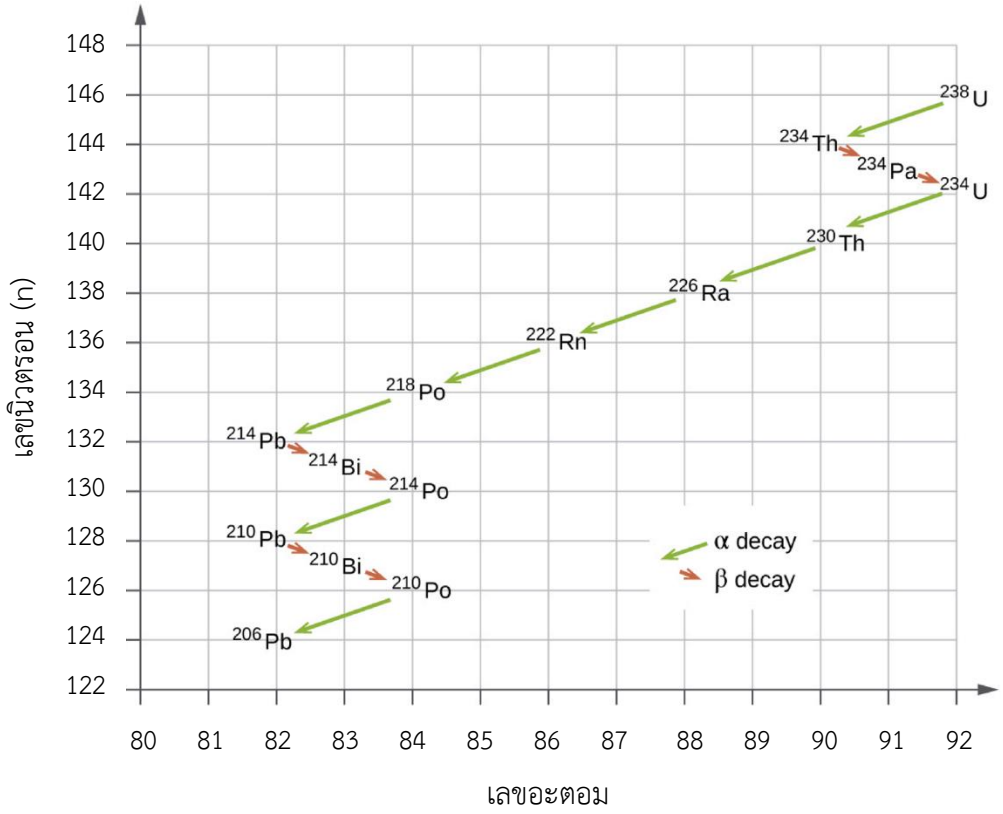
2. แบบสอง คำนวณตามความสัมพันธ์ของครึ่งชีวิต



ดังนั้น ปริมาณ Na-24 ที่เหลืออยู่เท่ากับ 1.25 กรัม จากปริมาณเริ่มต้น

4. ปฏิกิริยานิวเคลียร์ (Nuclear reaction)

เมื่อนิวเคลียสกัมมันตรังสีสลายตัว ผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นอาจยังไม่เสถียรและสามารถสลายตัวได้ต่อไปอีก จนกระทั่งได้ผลิตภัณฑ์ที่เสถียรที่สุด เริ่มจากนิวเคลียสกัมมันตรังสีตัวแรก ขั้นตอนการสลายตัวต่อเนื่องเรียกว่า อนุกรมการสลายตัว (Decay series) (นภดล ไชยคำ และคณะ, 2546 : 304) ดังภาพประกอบที่ 2.23



ภาพประกอบที่ 2.23 อนุกรมการสลายตัวของธาตุยูเรเนียม U-238
ที่มา : ดัดแปลงจาก Flowers, P. et al. (2017 : 1162)

จากภาพประกอบที่ 2.23 จะเห็นได้ว่า ปฏิกิริยาขั้นแรกเริ่มจาก ยูเรเนียม-238 สลายตัวเป็นทอเรียม-234 โดยให้อนุภาคแอลฟา ดังสมการ

$$^{238}_{92}U \longrightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He$$

ขั้นต่อไปคือ

$$^{234}_{90}Th \longrightarrow {}^{234}_{91}Pa + {}^{0}_{-1}\beta$$

จนขั้นสุดท้ายได้เป็น

$$^{210}_{84}Po \longrightarrow {}^{206}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He$$

ปฏิกิริยานิวเคลียร์เป็นการเปลี่ยนแปลงนิวเคลียสของไอโซโทปกัมมันตรังสี เกิดการแตกตัวของนิวเคลียสขนาดใหญ่ หรือการรวมตัวของนิวเคลียสของอะตอมขนาดเล็กแล้วได้ไอโซโทปใหม่ การแบ่งแยกนิวเคลียส (Nuclear fission) เป็นการแตกตัวของอะตอมขนาดใหญ่ไปเป็นอะตอมที่มีขนาดเล็กลงและมีความเสถียรมากขึ้น ปฏิกิริยาฟิสชันเกิดขึ้นกับนิวไคลด์หนักที่สุด เช่น นิวไคลด์ ^{235}U เมื่อถูกยิงด้วยนิวตรอนให้นิวไคลด์ที่มีหน่วยมวลอะตอมเล็กลง (สมพงศ์ จันทร์โพธิ์ศรี, 2557 : 118) ดังนี้

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{142}_{56}Ba + {}^{91}_{36}Kr + 3\,{}^{1}_{0}n$$

การหลอมนิวเคลียส (Nuclear fusion) ปฏิกิริยาที่เกิดจากการรวมตัวนิวเคลียสเบาไปเป็นนิวเคลียสใหม่จะคายพลังงานเช่นเดียวกันกับปฏิกิริยาฟิสชัน เช่น การรวมตัว 4 โปรตอนไปเป็นนิวเคลียสของฮีเลียม (สมพงศ์ จันทร์โพธิ์ศรี, 2557 : 119) เช่น

$$4\,{}^{1}_{1}H \longrightarrow {}^{4}_{2}He + 2\,{}^{0}_{1}e$$

5. อันตรายจากไอโซโทปกัมมันตรังสี (Hazards of radioactive isotopes)

มนุษย์ได้รับอันตรายจากรังสีมีทั้งที่มาจากธรรมชาติและสิ่งมีมนุษย์ได้สร้างขึ้นมา ตัวอย่าง เช่น โคบอลต์ (Co-59) หากได้รับพิษเรื้อรังจะขัดขวางการสร้างฮอร์โมนของต่อมไทรอยด์ ทำให้เกิดภาวะคอพอก ทำลายสมอง จนสูญเสียความทรงจำ ทำลายหัวใจ ทำลายตับอ่อนจนเกิดโรคเบาหวาน ส่วน Co-60 จะไปทำลายเซลล์ทั้งที่ผิวสัมผัสและทะลุทะลวงเข้าไปทำลายอวัยวะภายในได้ ยูเรเนียม (U-235) ใช้ในการผลิตไฟฟ้าและปรมาณู หากรับเข้าไปมีโอกาสเสี่ยงเป็นโรคมะเร็งสูง ซีเซียม (Cs-137) ปนเปื้อนในสิ่งแวดล้อม จะเข้าสู่ร่างกายจากการหายใจและกินอาหาร น้ำ จะทำลายเนื้อเยื่อและชักนำให้เกิดโรคมะเร็ง เป็นต้น (วีรวรรณ เล็กสกุลไชย, 2558 : 189-194)

6. การประยุกต์ใช้ไอโซโทปกัมมันตรังสี (Applications of using radioactive isotopes)

สารกัมมันตรังสีมีประโยชน์แตกต่างกัน เนื่องจากมีครึ่งชีวิตและการแผ่รังสีแตกต่างกันไป (Key, J.A. and Bal, D.W., 2014 : 726) ดังนี้

ด้านธรณีวิทยา ใช้ C-14 ในการตรวจหาอายุของวัตถุโบราณที่มีคาร์บอนเป็นองค์ประกอบ

ด้านอาหาร ใช้ Co-60 หรือ Cs-137 ในการเก็บถนอมอาหารโดยการทำลายแบคทีเรีย

ด้านการแพทย์ ใช้ I-131 ดูความผิดปกติของต่อมไทรอยด์ ใช้ Co-60 หรือ Ra-226 ในการรักษาโรคมะเร็ง Tc-99 ใช้ในการตรวจดูภาพหัวใจ ตับ ปอด Au-198 ใช้ในการวินิจฉัยโรคตับ

ด้านเกษตรกรรม ใช้ P-32 ใช้ในการติดตามระยะเวลาการหมุนเวียนแร่ธาตุในพืช

ด้านอุตสาหกรรม ใช้รังสีแกมมา นิวตรอน หรืออิเล็กตรอนพลังงานสูงฉายไปยังอัญมณี ทำให้อัญมณีเกิดการเปลี่ยนแปลงสี

สรุปท้ายบท

ตารางธาตุพีริออดิกมีการจัดเรียงธาตุตามเลขอะตอม แบ่งธาตุออกเป็นหมู่และคาบ สามารถแบ่งออกเป็น 2 หมู่ใหญ่ ๆ ได้แก่ หมู่ A ธาตุเรพรีเซนเททิฟและหมู่ B ธาตุแทรนซิชัน ถ้าแบ่งตามความเป็นโลหะแบ่งได้ 3 ประเภท ได้แก่ โลหะ กึ่งโลหะ และอโลหะ และแบ่งเป็นเขตตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนที่อิเล็กตรอนตัวสุดท้ายบรรจุในออร์บิทัล แบ่งออกเป็น 4 เขต ได้แก่ เขต s, p, d และ f การจัดเรียงอิเล็กตรอนสามารถบอกค่าแนวโน้มสมบัติต่าง ๆ ของธาตุตามตารางธาตุได้ เช่น รัศมีอะตอมมีขนาดใหญ่ขึ้นจากบนลงล่างตามหมู่ และมีขนาดเล็กลงจากซ้ายไปขวาตามคาบ ไอออนบวกมีรัศมีไอออนน้อยกว่ารัศมีอะตอม ไอออนลบมีรัศมีไอออนมากกว่ารัศมีอะตอม ส่วนค่าพลังงานไอออไนเซชัน สภาพไฟฟ้าลบและสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนมีค่าน้อยลงจากบนลงล่างตามหมู่ สอดคล้องกับขนาดอะตอม และมีค่าเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาตามคาบ

ตารางธาตุมีการจัดเรียงธาตุที่มีสมบัติคล้ายกันอยู่หมู่เดียวกัน และจัดเรียงตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากัน แต่ต่างจากสมบัติของโลหะแทรนซิชันที่มีความคล้ายคลึงกันตามคาบมากกว่าตามหมู่ โลหะแทรนซิชันยังสามารถเกิดสารประกอบเชิงซ้อนและเป็นสารประกอบที่มีสีเกิดขึ้น สีที่เกิดขึ้นแตกต่างกันเนื่องมาจากไอออนของโลหะและลิแกนด์ต่างชนิดกัน นอกจากนี้แล้วยังมีธาตุบางชนิดสามารถแผ่รังสีแล้วทำให้เกิดเป็นอะตอมธาตุใหม่ได้ เพราะนิวเคลียสมีพลังงานสูงมากและบางชนิดไม่เสถียรจึงปล่อยพลังงานออกมาในรูปอนุภาคหรือรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าออกมาได้ตลอดเวลา ส่วนอัตราการสลายตัวจะช้าหรือเร็วขึ้นอยู่กับครึ่งชีวิตของไอโซโทปกัมมันตรังสี มีทั้งโทษและประโยชน์จากการใช้ธาตุกัมมันตรังสีเหล่านั้น

คำถามท้ายบทที่ 2

1. ธาตุที่กำหนดให้ต่อไปนี้ อยู่ในหมู่และคาบใดของตารางธาตุ และมีสมบัติเป็นโลหะ กึ่งโลหะ หรืออโลหะ

1) เลขอะตอม 8 2) เลขอะตอม 19

3) เลขอะตอม 33 4) เลขอะตอม 53

2. ธาตุหรือไอออนใดมีขนาดใหญ่กว่ากัน

1) Na และ K 2) N^{3-} และ O^{2-}

3) S และ Cl 4) K^{+} และ Ba^{2+}

3. ถ้าธาตุ X เป็นธาตุหมู่ 2 และธาตุ Y เป็นธาตุหมู่ 3 โดยธาตุทั้งสองอยู่ในคาบเดียวกัน จงเปรียบเทียบสมบัติต่อไปนี้

1) ขนาดอะตอม 2) ขนาดไอออน

3) พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 4) อิเล็กโทรเนกาติวิตี

4. เพราะเหตุใด ธาตุหมู่ VIIIA จึงไม่มีค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตีเหมือนหมู่อื่น ๆ

5. จากสมบัติดังต่อไปนี้ เป็นสมบัติของหมู่ใดเมื่อเปรียบเทียบในคาบเดียวกัน

1) เป็นโลหะที่มีความว่องไวมาก

2) มีขนาดอะตอมเล็กที่สุด

3) มีค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตีสูงสุด

6. จงเขียนสัญลักษณ์ธาตุของโลหะแทรนซิชันแถวแรกทั้งหมด

7. สารประกอบใดต่อไปนี้เป็นสารประกอบที่มีสี ยกเว้น สีขาว

Na_2SO_4 $KMnO_4$ $CaCO_3$ $CuSO_4$ $K_2Cr_2O_7$

8. จงยกตัวอย่างประโยชน์และโทษจากการใช้โลหะแทรนซิชันมาอย่างละ 1 ตัวอย่าง

9. จงเขียนสมการต่อไปนี้ให้สมบูรณ์

1) $^{210}_{82}Pb \longrightarrow {}^{210}_{83}Bi + ...$

2) $^{226}_{88}Ra \longrightarrow {}^{222}_{86}Rn + ...$

$\downarrow$

$^{222}_{86}Rn + ...$

10. จงหาน้ำหนักเริ่มต้นของไอโซโทปกัมมันตรังสีชนิดหนึ่ง พบว่า เมื่อเวลาผ่านไป 2 ชั่วโมง สารเหลืออยู่ 1.25 กรัม จากปริมาณเริ่มต้น เมื่อครึ่งชีวิตของสารมีค่าเท่ากับ 15 นาที

เอกสารอ้างอิง

กฤษณา ชุติมา. (2556). **หลักเคมีทั่วไป 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 19). กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ. (2560). **เคมี 1 12/e.** กรุงเทพมหานคร : แมคกรอ-ฮิล.

ทวีศักดิ์ สุขยอดสุข. (2557). **เคมีโคออร์ดิเนชันเบื้องต้น**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

_____ . (2558). **เคมีธาตุหมู่หลัก**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

นพิดา หิญชีระนันทน์ และชวลิต งามจรัสศรีวิชัย. (2556). **เทคโนโลยีตัวเร่งปฏิกิริยา.** กรุงเทพมหานคร : ภาควิชาเคมีเทคนิค คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

นภดล ไชยคำ และคณะ. (2546). **เคมี 1**. กรุงเทพมหานคร : แมคกรอ-ฮิล.

รานี สุวรรณพฤกษ์. (2559). **เคมีทั่วไป เล่ม 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 3). กรุงเทพมหานคร : วิทยพัฒน์.

เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร. (2559). **เคมีขั้นสูง**. กรุงเทพมหานคร : นานมีบุ๊คส์.

ลัดดา มีสุข. (2559). **เคมีอินทรีย์ II**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.

วีรวรรณ เล็กสกุลไชย. (2558). **ความเป็นพิษของสารและผลิตภัณฑ์เคมี**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

สมพงศ์ จันทร์โพธิ์ศรี. (2557). **พจนานุกรมเคมี.** กรุงเทพมหานคร : วิทยพัฒน์.

สัมพันธ์ วงศ์นาวา. (2555). **ธาตุกลุ่มเอฟแลนทาไนด์และแอกทิไนด์**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย

สุพัฒน์ มูลสิน. (2561). **เคมีอินทรีย์**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

หิริหัทยา เพชรมั่ง. (2550). **เคมีอินทรีย์ 2**. พิษณุโลก : ศูนย์หนังสือมหาวิทยาลัยทักษิณ.

Chang, R. (2010)**. Chemistry**. (10th Edition). United State of America : McGraw-Hill Higher Education.

Davis, R.E., et al. (2009). **Modern Chemistry**. United State of America : A Harcourt Education Company.

Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007). **General Chemistry**. (9th Edition). United State of America : Houghton Mifflin Company.

Flowers, P., et al. (2017). **Chemistry.** United State of America : OpenStax.

Housecroft, C.E. and Sharpe, A.G. (2005). **Inorganic chemistry**. (2nd Edition). United State of America : Pearson.

International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). (2016). **Periodic**

Table of Elements. [online]. www. iupac.org.

Key, J.A. and Ball, D.W. (2014). **Introductory Chemistry**. Canada : Canada's Open Education Initiatives.

Oxtoby, D.W. (2008). **Principles of modern chemistry**. (6th Edition). United State of America : Thomson Learning, Inc.

Ryan, L. and Norris, R. (2014). **Chemistry Course book**. (2nd Edition). United Kingdom : Cambridge University Press.

Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A. (2007). **Chemistry**. (7th Edition). United State of America : Houghton Mifflin Company.