แผนบริหารประจำบทที่ 4

1) หัวข้อเนื้อหาประจำบท

1. วิวัฒนาการของการสร้างตารางธาตุ
2. ตารางธาตุในปัจจุบัน
3. การแบ่งธาตุเป็นเขต
4. สมบัติและแนวโน้มสมบัติต่างๆของธาตุตามตารางธาตุ
5. ธาตุเรพรีเซนเททีฟ (Representative element)
6. ธาตุแทรนสิชัน (Transition element)
7. บทปฏิบัติการที่ 4 เรื่อง การแยกของผสม
8. สรุป
9. แบบฝึกหัดท้ายบท
10. เอกสารอ้างอิง

2) วัตถุประสงค์เชิงพฤติกรรม

1. อธิบายวิวัฒนาการของการสร้างตารางธาตุได้
2. สามารถจำแนกธาตุตามหมู่และตามคาบได้อย่างถูกต้อง
3. อธิบายถึงแนวโน้มของธาตุตามตารางธาตุได้อย่างถูกต้อง
4. อธิบายสมบัติของธาตุรีพรีเซนเททีฟและธาตุทรานซิชันได้อย่างถูกต้อง
5. เข้าใจการแยกสารโดยใช้คุณสมบัติเฉพาะของสารได้

3) วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอนประจำบท

1. บรรยายโดยใช้สไลด์ประกอบการสอน
2. อธิบายแลกเปลี่ยนความคิดเห็น
3. ยกกรณีศึกษาที่เกี่ยวข้องมาอภิปรายร่วมกัน
4. บทปฏิบัติการประจำบทที่ 4 เรื่อง การแยกของผสม
5. ทำแบบฝึกหัด และเขียนรายงานการปฏิบัติการทดลองประจำบทปฏิบัติการที่ 4

4) สื่อการเรียนการสอน

1. สไลด์ประกอบการสอน
2. เอกสารประกอบการบรรยาย
3. วัสดุ อุปกรณ์วิทยาศาสตร์บทปฏิบัติการประจำบทที่ 4
4. แบบฝึกหัด

5) การวัดและการประเมินผล

1. สังเกตจากความสนใจและการตอบคำถาม
2. สังเกตจากการปฏิบัติการทดลอง
3. ตรวจสอบจากแบบฝึกหัดท้ายบท

บทที่ 4
ธาตุและสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ

นักวิทยาศาสตร์จัดธาตุเป็นหมู่และเป็นคาบในรูปของตารางธาตุเพื่อให้ง่ายต่อการศึกษาสมบัติของแต่ลาตุได้ทั้งหมด นักวิทยาศาสตร์จึงหากฎเกณฑ์ในการจัดธาตุที่มีสมบัติคล้ายกันให้อยู่ในกลุ่มเดียวกันเพื่อง่ายต่อการศึกษา

ธาตุ (Elements) เป็นสารบริสุทธิ์ที่ประกอบด้วยอะตอมเพียงชนิดเดียว ไม่สามารถย่อยสลายให้เป็นสารอื่นได้โดยวิธีทางเคมี อะตอมของธาตุแต่ละชนิดจะเขียนแทนได้ด้วยสัญลักษณ์ (symbol) เป็นภาษาอังกฤษ สำหรับธาตุใช้สัญลักษณ์ที่มีตัวอักษรสองตัวให้ เขียนอักษรตัวแรกเป็นตัวใหญ่และอักษรตัวถัดมาเป็นตัวเล็ก ทั้งนี้ขึ้นอยู่กับชื่อของธาตุนั้นๆ เช่น Ni ใช้แทนนิกเกิล (Nickel) Cl ใช้แทนคลอรีน (Chlorine) Ca ใช้แทนแคลเซียม (Calcium) มีสัญลักษณ์ของธาตุบางชนิดที่ไม่สัมพันธ์กับชื่อภาษาอังกฤษได้แก่ Fe เป็น สัญลักษณ์ของเหล็ก (Iron) Pb เป็นสัญลักษณ์ของตะกั่ว (Lead) Au เป็นสัญลักษณ์ของทอง (Gold) Ag เป็นสัญลักษณ์ของเงิน (Silver) Zn เป็นสัญลักษณ์ของสังกะสี (Zinc) Cu เป็นสัญลักษณ์ของทองแดง (Copper) และ Hg เป็นสัญลักษณ์ของปรอท (Mercury) ทั้งนี้เพราะโลหะเหล่านี้เป็นที่รู้จักกันมาแต่โบราณและใช้ชื่อภาษาลาตินมาแต่เดิม สัญลักษณ์ที่ใช้แทนจึงเป็นตัวย่อของภาษาลาตินจากที่ได้มีการค้นพบธาตุใหม่เพิ่มขึ้นเรื่อยๆ จึงเริ่มมีการคิดค้นเพื่อจัดการกับธาตุที่พบให้เป็นระบบมาตั้งแต่ต้นปีศตวรรษที่ 19 เมื่อนักเคมีพบว่ามีหลายธาตุที่มีสมบัติทางเคมีและทางกายภาพที่คล้ายกันซึ่งได้นำไปสู่การพัฒนาตารางธาตุในปัจจุบัน

4.1 วิวัฒนาการของการสร้างตารางธาตุ

วิวัฒนาการของการจัดธาตุในตารางตามลำดับปีคริสต์ศักราช (พิทยา สีสดและคณะ, 2559) ดังนี้

1) โยฮัน โวล์ฟกัง เดอเบอไรเนอร์ (Johann Wolfgang Dobereiner) นักเคมีชาวเยอรมันได้เริ่มจัดธาตุเป็นหมวดหมู่ ในปี ค.ศ. 1817 เสนอการจัดกลุ่มของธาตุตามสมบัติที่คล้ายคลึงกัน แบบ “กฎชุดสาม (Law of Triads)” โดยเรียงตามมวลอะตอมจากน้อยไปมาก มวลอะตอมของธาตุที่อยู่ตรงกลางเป็นค่าเฉลี่ยของมวลอะตอมของธาตุตัวบนและตัวล่าง ดังตารางที่ 4.1

ตารางที่ 4.1 การจัดเรียงธาตุเป็นหมู่ตามกฎชุดสาม

ลำดับธาตุ	**ธาตุชุดสามที่ 1**		**ธาตุชุดสามที่ 2**		**ธาตุชุดสามที่ 3**	
	ธาตุ	**มวลอะตอม**	**ธาตุ**	**มวลอะตอม**	**ธาตุ**	**มวลอะตอม**
1	Li	7	Ca	40	Cl	35.5
2	Na	23	Sr	88	Br	81.20
3	K	39.1	Ba	137	I	126.9

แต่เมื่อนำกฎชุดสามไปใช้กับธาตุอื่น ๆ เช่น Cu (63.5), Ag (108), Au (197) ที่มีสมบัติคล้ายกัน พบว่า มวลอะตอมของธาตุกลางไม่ได้มีค่าเป็นค่าเฉลี่ยของมวลอะตอมอีก 2 ธาตุ ดังนั้น กฎชุดสามนี้จึงใช้ไม่ได้เสมอไป

2) จอห์น อเล็กซานเดอร์ รินา นิวแลนด์ (John Alexander Reina Newlands) ค้นพบกฎออกเทฟ (law of octaves) ได้จัดหมวดหมู่ของธาตุเป็นอนุกรม ในปี ค.ศ. 1867 โดยเรียงลำดับตามมวลอะตอมที่เพิ่มขึ้นในแนวนอน พบว่าธาตุที่ 8 จะมีสมบัติทางเคมีและกายภาพ คล้ายธาตุที่ 1 และเกิดขึ้นทุก ๆ ช่วงของธาตุที่ 8 (The law of Octaves) แต่ใช้ไม่ได้กับธาตุหลัง Ca และไม่รวมไฮโดรเจนกับแก๊สเฉื่อย จากการค้นพบครั้งนี้สามารถจัดธาตุออกเป็น 7 กลุ่ม ดังแสดงในตารางที่ 4.2

ตารางที่ 4.2 ตารางธาตุของนิวแลนด์

						H 1 1
Li 2 7	Be 3 9	B 4 11	C 5 12	N 6 14	O 7 16	F 8 19
Na 9 23	Mg 10 24	Al 11 27.5	Si 12 28	P 13 31	S 14 32	Cl 15 35.5
K 16 39	Ca 17 40	Cr 19 52.5	Ti 18 (50)	Mn 20 55	Fe 21 56	Co, Ni 22 58.5
Cu 23 63.5	Zn 25 65	Y 24 (64)	In 26 (72)	As 27 75	Se 28 79.5	Br 29 80
Rb 30 85	Sr 31 87.5	Ce, La 33 (92)	Zr 32 89.5	Di, Mo 34 (96)	Rh, Ru 35 104	Pd 36 106.5
Ag 37 108	Cd 38 112	U 40 (120)	Sn 39 118	Sb 41 122	Te 43 129	I 42 127
Cs 44 133	Ba. V 45 (137	Ta 46 (138)	W 47 184	Nb 48 (195)	Au 49 (196)	Pt, Ir 50 (197
Os 51 (199)	Hg 52 200	Tl 53 203	Pb 54 207	Bi 55 210	Th 56 238	

3) เมนเดเลเอฟ ดมิทรี อิวาโนวิช (Mendeleyev, D.I.) นักเคมีชาวรัสเซีย และไมเออร์ ยูลิอุส โลทาร์ (Meyer, J. L.)

เมนเดเลเอฟ ได้พัฒนากฎพีริออดิก (periodic law) โดย อาศัยสมบัติทางเคมีของธาตุ เรียงลำดับตามน้ำหนักอะตอม ในปี ค.ศ. 1869 เขาได้นำเสนอตารางธาตุขึ้นครั้งแรกในเวลาใกล้เคียงกับ ยูลิอุส โลทาร์ ไมเออร์

ยูลิอุส โลทาร์ ไมเออร์ นักฟิสิกส์ชาวเยอรมัน ได้ให้ความสนใจในการจัดตารางธาตุอาศัย สมบัติทางกายภาพของธาตุ เช่น จุดหลอมเหลว ปริมาตรเชิงอะตอม (atomic volume) และได้ นำเสนอตารางธาตุ ในปี ค.ศ. 1870

เมนเดเลเอฟนำเสนอตารางธาตุ ดังรูปที่ 4.1 ที่ได้ตีพิมพ์ในประเทศอังกฤษเรียงลำดับตามน้ำหนักอะตอม จากน้อยไปมาก ดังกฎพีริออดิกที่ว่า “สมบัติทางเคมีและทางกายภาพของธาตุเป็นฟังก์ชันพีริออดิกแบบเป็นคาบๆ กับน้ำหนัก” ต่อมาเมนเดเลเอฟได้รับการเสนอชื่อเข้ารับรางวัลโนเบล ในปี ค.ศ. 1906

รูปที่ 4.1 ตารางพีริออกดิกของเมนเดลีฟ ที่ถูกตีพิมพ์ในปี ค.ศ. 1871

ที่มา : Mary Mark Ockerbloom, 2015

การจัดตารางธาตุของเมนเดลิอีฟ ยังสามารถทำนายธาตุที่เว้นว่างไว้ได้ล่วงหน้า เช่น ได้ทำนายธาตุที่ยังไม่เคยค้นพบที่อยู่ด้านล่างของธาตุอลูมิเนียม โบรอน และ ซิลิกอน โดยใช้ชื่อ eka-Al eka-B และ eka-Si ตามลำดับ และต่อมามีนักวิทยาศาสตร์ได้ ค้นพบธาตุทั้งสามที่มีสมบัติตามที่เมนเดลิอีฟได้ทำนายไว้ ธาตุทั้งสามคือ แกลเลียม (Gallium, eka-Al) สแกนเดียม (Scandium, eka-B) และเจอร์มาเนียม (Germanium, eka-Si)

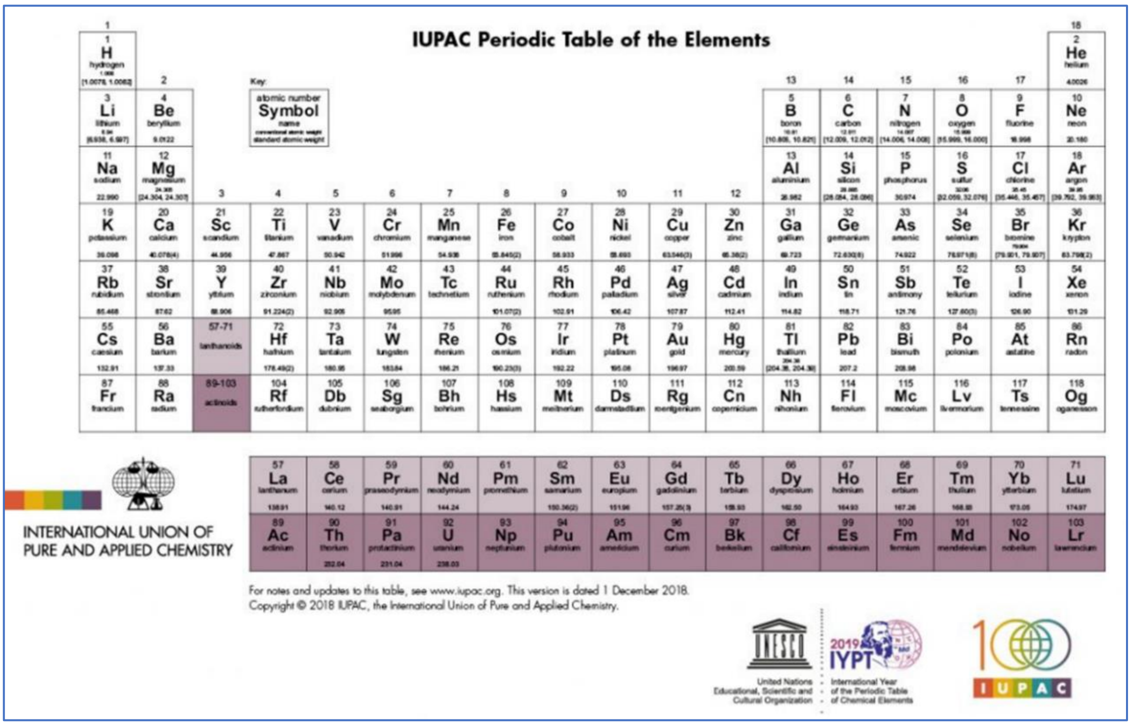
เซอร์ วิลเลียม แรมเซย์ (Ramsay, Sir William) (1852- 1916) นักเคมีชาวอังกฤษ เป็นผู้ที่ค้นพบธาตุอาร์กอน (Ar) ในปี 1894 และยังพบก๊าซเฉื่อยอื่นๆ ซึ่งทำให้ได้รับรางวัลโนเบลในปี 1904 การค้นพบธาตุอาร์กอน (น้ำหนักอะตอม 39.9) จัดอยู่ใน กลุ่มก๊าซเฉื่อย และอยู่ก่อนธาตุโพแทสเซียม (น้ำหนักอะตอม 39.1) ซึ่งแสดงถึงว่าสมบัติของธาตุไม่จำเป็นต้องเป็นฟังก์ชันกับน้ำหนักเสมอไป

4) โมสลีย์ เฮนรี จี เจ (Moseley, Henry G. J.) (1887 – 1915)

นักเคมีชาวอังกฤษ เป็นลูกศิษย์ของรัทเทอร์ฟอร์ด ในปี ค.ศ. 1913 ได้ศึกษาโครงสร้างอะตอมของธาตุต่างๆ จากเส้นสเปกตรัมของรังสีเอกซ์ และได้ค้นพบจำนวนของ ประจุบวกในนิวเคลียส เป็นที่มาของเลขเชิงอะตอม โดยมี ความสัมพันธ์ระหว่างความถี่ของเส้นสเปกตรัมและเลขเชิง อะตอมของธาตุเป็นสมการเชิงเส้น โดยรากที่สองของความถี่ของเส้นสเปกตรัมจะเพิ่มขึ้นเป็นค่าคงที่ จากธาตุหนึ่งไปยังอีกธาตุหนึ่งตามลำดับ จากการศึกษาเลข เชิงอะตอมของธาตุทำให้สามารถแก้ปัญหาเรื่องการ เรียงลำดับธาตุที่ไม่เป็นระบบตามน้ำหนักอะตอมได้

4.2 ตารางธาตุในปัจจุบัน

ตารางธาตุปัจจุบันดังภาพที่ 4.2 แบ่งธาตุออกเป็นแถวแนวตั้ง (column) 18 แถว เรียกว่า หมู่ (group) และแถวแนวนอน (horizontal row) 7 แถว เรียกว่า คาบ (period) ธาตุที่อยู่ใน 2 หมู่ทางซ้ายมือและธาตุที่อยู่ใน 6 หมู่ทางขวามือของตารางธาตุจะเป็นธาตุหมู่หลัก (main group) เรียกว่า ธาตุหมู่ A ส่วนธาตุที่อยู่ใน 10 หมู่ตรงกลางตารางจะเป็นหมู่ธาตุแทรนซิชัน (transition) เรียกว่า ธาตุหมู่ B และธาตุที่อยู่ตอนล่าง 2 แถวเป็นพวกโลหะแทรนซิชันแทรก หรือเรียกว่า อินเนอร์แทรนซิชัน (inner transition) (วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ, 2558)



รูปที่ 4.2 ตารางธาตุในปัจจุบัน

ที่มา : Anne Helmenstine, 2018

หมู่ของธาตุในแนวตั้งทั้ง 18 หมู่ นิยมเขียนเลขโรมันและมีตัวอักษร A และ B กำกับอยู่ เรียกว่าธาตุหมู่ A และหมู่ B ตามลำดับ ถ้าเป็นธาตุในหมู่ A เริ่มตั้งแต่ IA ถึง VIIIA จะเป็นธาตุหมู่หลักเรียกว่าธาตุเรพรีเซนเททีฟ (representative element) ธาตุเหล่านี้แต่ละหมู่มีสมบัติเปลี่ยนแปลงอย่างสม่ำเสมอจากข้างล่างขึ้นข้างบนหรือจากข้างบนลงล่าง ปฏิกิริยาของธาตุใดธาตุหนึ่งในแต่ละหมู่สามารถใช้เป็นตัวแทนธาตุอื่นในหมู่เดียวกันได้ แต่ถ้าเป็นธาตุในหมู่ B เริ่มตั้งแต่ IIIB ถึง IIB เรียกว่า “ธาตุแทรนซิชัน (Transition element) ซึ่งจะมีสมบัติคล้ายกันในคาบเดียวกันมากกว่าในหมู่เดียวกัน

การกำหนดเลขหมู่อาจใช้เลขอารบิก 1 – 8 แทนเลขโรมันก็ได้ธาตุเรพรีเซนเททีฟ (ธาตุหมู่ A) ที่อยู่ในหมู่เดียวกันบางหมู่มีชื่อเรียกเฉพาะดังนี้

- ธาตุในหมู่ IA เรียก โลหะแอลคาไลน์ (alkaline) ประกอบด้วย Li Na K Rb Cs และ Fr
- ธาตุในหมู่ IIA เรียก โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (alkaline earth) ประกอบด้วย Be Mg Ca Sr Ba และ Ra
- ธาตุในหมู่ VIA เรียก ชาลโคเจน (chalcogen) มีสมบัติเป็นอโลหะ ประกอบด้วย O S Se Te และ Po
- ธาตุในหมู่ VIIA เรียก แฮโลเจน (halogen) มีสมบัติเป็นอโลหะ ประกอบด้วย F Cl Br I และ At
- ธาตุในหมู่ VIIIA เรียก แก๊สมีสกุล (noble gas) ธาตุในหมู่นี้ประกอบด้วย He Ne Ar Kr และ Rn เดิมเรียกธาตุในหมู่นี้ว่าแก๊สเฉื่อย (inert gas) เพราะไม่ทำปฏิกิริยากับธาตุใดๆ เนื่องจากโครงแบบอิเล็กตรอนเป็นแบบเต็ม แต่ในปัจจุบันพบว่าธาตุหมู่นี้บางธาตุเกิดปฏิกิริยาได้บ้าง ธาตุแต่ละหมู่จะมีการจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนกันแต่จะต่างกันที่ระดับพลังงานหลัก

ดังนั้น ธาตุในหมู่เดียวกันจะมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน อย่างไรก็ตาม ธาตุในแถวแนวตั้งหนึ่งอาจมีสมบัติบางประการคล้ายคลึงกับธาตุในอีกแถวหนึ่งก็ได้ ซึ่งมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากันแต่การจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนแตกต่าง เช่น ธาตุในแถวแนวตั้งที่ 3 (หมู่ IIIB) เรียกว่า กลุ่มสแกนเดียมมีการจัดเรียงตัวอิเล็กตรอนเป็น $(n-1)d^1\ ns^2$ จะมีสมบัติบางอย่างคล้ายกับธาตุในแถวแนวตั้งที่ 13 (หมู่ IIIA) ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $ns^2\ np^1$ จึงนิยมเรียกธาตุกลุ่มสแกนเดียมว่าเป็นธาตุหมู่ย่อยของหมู่ IIIA จึงเรียกว่าหมู่ IIIB ดังนั้นจะเห็นเลขหมู่กำกับธาตุกลุ่มสแกนเดียมเป็น IIIB

ตามแนวนอนของตารางธาตุแบ่งออกเป็น 7 คาบ โดยแต่ละคาบมีตัวเลขอารบิกกำกับข้างหน้าคาบ และยังมีอีก 2 คาบที่เขียนแยกไว้ด้านล่าง เรียกว่าอนุกรมแลนทาไนด์ (lanthanide series) และอนุกรมแอกทิไนด์ (actinide series) เมื่อพิจารณาแต่ละคาบเป็นดังนี้

คาบที่	1	มี H และ He เท่านั้น							
คาบที่	2	ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่	3	คือ	Li	ถึง	10	คือ	Ne
คาบที่	3	ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่	11	คือ	Na	ถึง	18	คือ	Ar
คาบที่	4	ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่	19	คือ	K	ถึง	36	คือ	Kr
คาบที่	5	ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่	37	คือ	Rb	ถึง	54	คือ	Xe

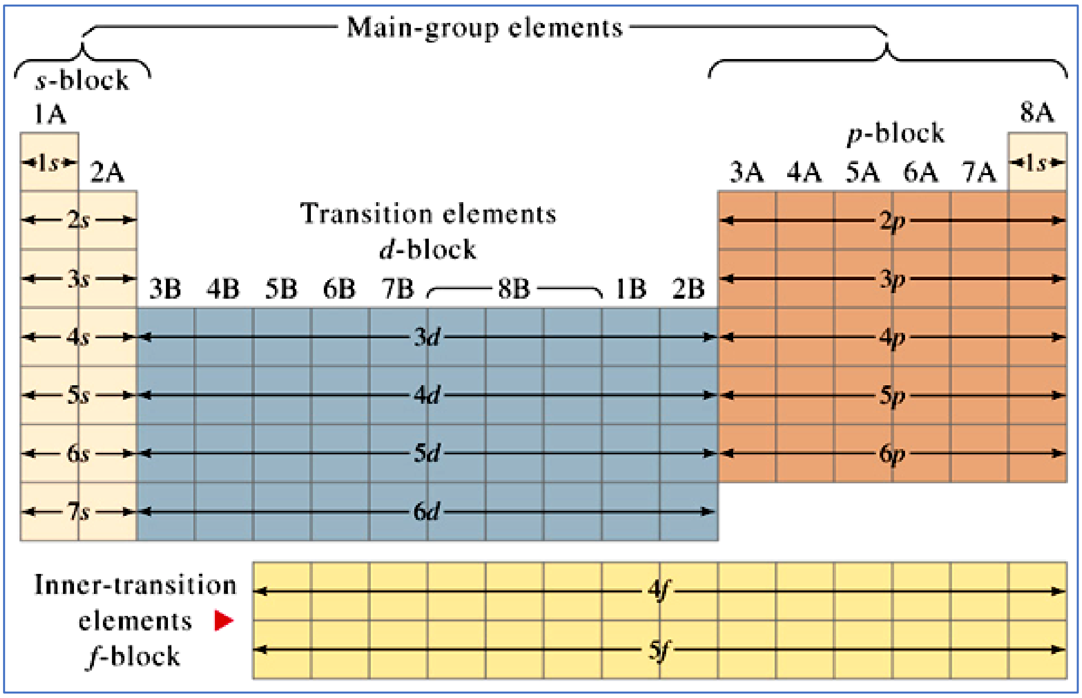
คาบที่ 6 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 55 คือ Cs ถึง 86 คือ Rn

คาบที่ 7 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 87 คือ Fr ถึง 116 คือ Lv

ธาตุอนุกรมแลนทาไนด์ต้องต่อจากธาตุแลนทานัม (La เลขอะตอม 57) ในคาบที่ 6 โดยอนุกรมนี้มีธาตุ 14 ตัวเริ่มจากธาตุซีเรียม (Ce เลขอะตอม 58) ถึงธาตุลูทีเทียม (Lu เลขอะตอม 71) ส่วนธาตุอนุกรมแอก ทิไนด์ ต้องต่อจากธาตุแอกทิเนียม (Ac เลขอะตอม 89) ในคาบที่ 7 โดยอนุกรมนี้มีธาตุ 14 ตัวเริ่มจากธาตุทอเรียม (Th เลขอะตอม 90) ถึงธาตุลอว์เรนเซียม (Lr เลขอะตอม 103) แต่ด้วยเหตุผลที่ว่าเพื่อให้ตารางธาตุมีรูปร่างกะทัดรัดไม่ยาวเกินไปและเพื่อเน้นให้ความคล้ายคลึงในสมบัติของธาตุในแต่ละแถวจึงแยกออกมาต่างหากธาตุอนุกรมแลนทาไนด์และแอกทิไนด์ ส่วนมากจะเป็นธาตุที่เตรียมได้จากห้องปฏิบัติการ เรียกว่าธาตุสังเคราะห์ (synthetic element) นิวเคลียสของธาตุแอกทิไนด์ทุกธาตุไม่เสถียรคือเป็นธาตุกัมมันตรังสี (radioactive element) และมีครึ่งชีวิต (haft-life) แตกต่างกัน โดยส่วนมากมีครึ่งชีวิตสั้นส่วนธาตุที่พบในธรรมชาติและมีเลขอะตอมมากที่สุดคือ ธาตุยูเรเนียม (U เลขอะตอม 92)

4.3 การแบ่งธาตุเป็นเขต

เมื่อพิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมในตารางธาตุ แบ่งธาตุออกเป็นกลุ่มตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอม คือ ออร์บิทัล-s ออร์บิทัล-p ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f ได้เป็นกลุ่มที่เรียกว่า s-block p-block d-block และ f-block ตามลำดับ (วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ, 2558) ดังภาพที่ 4.3



รูปที่ 4.3 ตารางพีริออกดิกในการแบ่งธาตุเป็นเขต

ที่มา : Chemistry Perla Bujanda, 2017

ในการที่แบ่งธาตุออกเป็นเขตต่างๆ ทำให้สามารถแบ่งกลุ่มธาตุออกเป็นกลุ่มต่างๆได้ ดังนี้

1) ธาตุเรพรีเซนเททีฟ (Representative element) เป็นธาตุที่อยู่ในเขต s และ p ได้แก่ธาตุหมู่ IA ถึง VIIIA

2) ธาตุแทรนสิชัน (Transition element) เป็นธาตุในเขต d ถ้านับจากซ้ายไปขวาเรียงดังนี้คือ IIIB IVB VB VIB VIIB VIIIB และ IIB

3) ธาตุแทรนสิชันแทรก (Inner Transition element) เป็นธาตุในเขต f หรือธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 58 – 71 เรียกว่ากลุ่มแลนทาไนด์ (lanthanide)และธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 90 – 103 เรียกว่ากลุ่มแอกทิไนด์ (actinide)

4.4 สมบัติและแนวโน้มสมบัติต่างๆของธาตุตามตารางธาตุ

สมบัติของธาตุต่างๆ ในตารางพีริออดิกจะมีการเปลี่ยนแปลงค่อนข้างสม่ำเสมอในคาบหนึ่งๆ จากซ้ายไปขวา และในหมู่หนึ่งๆ จากบนลงล่าง ซึ่งสามารถอธิบายได้จากโครงแบบอิเล็กตรอนในอะตอมแล้วจากนั้นจึงพิจารณาแนวโน้มสมบัติต่างๆ เช่น รัศมีอะตอม รัศมีไอออน พลังงานไอออไนเซชัน ค่าสภาพไฟฟ้าลบ ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน จุดหลอมเหลว จุดเดือด ความว่องไวในการเกิดปฏิกิริยาเคมี ดังนี้ (สุเทพ เทียนวรรณ, 2554)

1) ขนาดอะตอม (atomic radius)

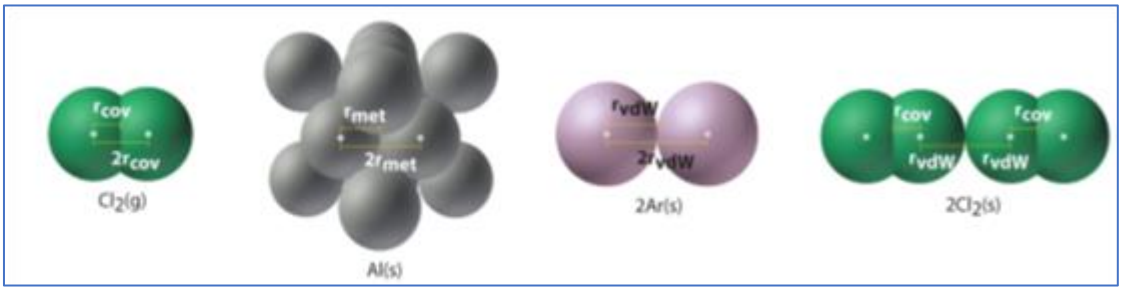
การหาขนาดของอะตอมที่แน่นอนทำได้ยากมาก เนื่องจากไม่สามารถกำหนดขอบเขตที่แน่นอนของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนที่โคจรรอบนิวเคลียสได้ ดังนั้นในการวัดขนาดอะตอมจะกำหนดให้อะตอมมีรูปร่างเป็นทรงกลมและบอกขนาดเป็นรัศมีอะตอมตามแรงที่เกิดขึ้นของพันธะจำแนกได้ 3 ประเภท คือ

1.1) รัศมีโคเวเลนต์ (covalent radius) ได้จากความยาวของพันธะโคเวเลนต์หารด้วย 2 หรือระยะระหว่างนิวเคลียสของอะตอม 2 อะตอมที่ยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโคเวเลนต์หารด้วย 2 (รูปที่ 4.4ก)

1.2) รัศมีโลหะ (metallic radius) หาได้จากความยาวของพันธะโลหะหารด้วย 2 หรือระยะห่างนิวเคลียสของโลหะสองอะตอมหารด้วย 2 (รูปที่ 4.4ข)

1.3) รัศมีแวนเดอร์วาลล์ (Van der Waals radius) ได้จากความยาวระหว่างนิวเคลียสของอโลหะ 2 อะตอมที่ไม่เกิดพันธะต่อกันหารด้วย 2 (รูปที่ 4.4ค)

อโลหะมีรัศมี 2 ชนิดคือโคเวเลนต์กับแวนเดอร์วาลส์ ซึ่งในอะตอมชนิดเดียวกันรัศมีแวนเดอร์วาลส์จะยาวกว่ารัศมีโคเวเลนต์ (รูปที่ 4.4ง) ดังนั้น เมื่อกล่าวถึงขนาดอะตอมควรระบุด้วยว่าใช้รูปแบบใด การวัดระยะระหว่างอะตอมหรือความยาวพันธะในโมเลกุลหรือในผลึกจะวัดจากรัศมีอะตอมที่เกิดโมเลกุลหรือสารประกอบดังแสดงในรูปที่ 4.4



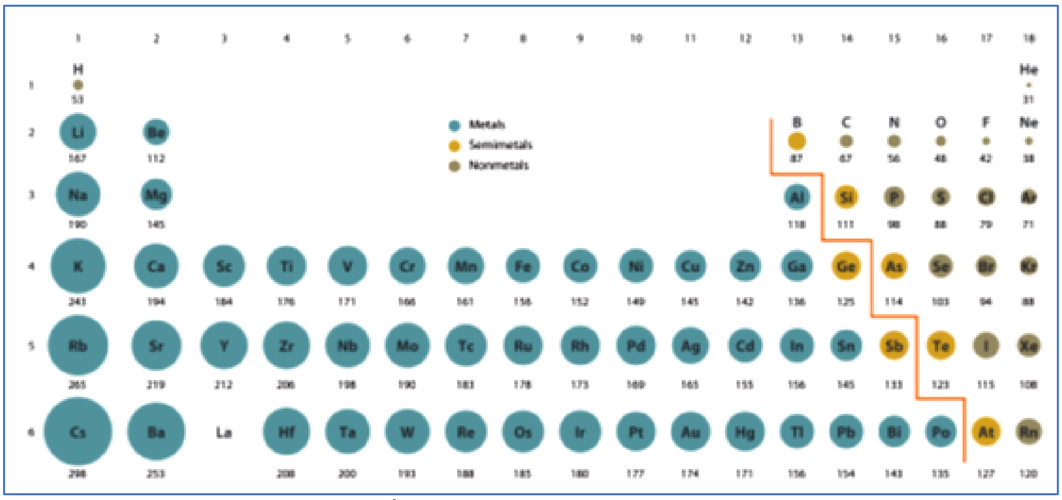
รูปที่ 4.4 รัศมีอะตอมชนิดต่างๆ

ที่มา : Averill. Principles of General Chemistry. 2012)

ธาตุหมู่เดียวกันเมื่อพิจารณาจากบนลงล่างรัศมีอะตอมของธาตุจะมีขนาดเพิ่มขึ้น เพราะมีผลมาจากอิทธิพลของ shielding effect มีมากกว่า (อิทธิพลของระยะทางจากนิวเคลียสไปยังอิเล็กตรอนวงนอกส่งผลมากกว่าจำนวนโปรตอนในนิวเคลียสที่เพิ่มมากขึ้น) ดังแสดงในรูปที่ 4.5

ธาตุคาบเดียวกันเมื่อพิจารณาจากซ้ายไปขวา รัศมีอะตอมของธาตุจะมีขนาดลดลง เพราะจำนวนโปรตอนในนิวเคลียสจะเพิ่มมากขึ้นมีผลทำให้แรงดึงดูดของนิวเคลียสที่มีต่ออิเล็กตรอนเพิ่มมากขึ้น ดังแสดงในรูปที่ 4.5

ส่วนธาตุแทรนซิชันมีแบบแผนของขนาดอะตอมที่แตกต่างไป คือในคาบเดียวกันมีขนาดอะตอมใกล้เคียงกัน ทั้งนี้เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนจะเพิ่มทีละหนึ่งอิเล็กตรอนในระดับพลังงานวงในส่วนจำนวนอิเล็กตรอนระดับพลังงานวงนอกยังคงเท่าเดิม เช่น ธาตุแทรนซิชันในคาบที่ 4 เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นในออร์บิทัล-3d ทีละ 1 อิเล็กตรอน ในขณะที่อิเล็กตรอนระดับวงนอกเป็นออร์บิทัล-4s (ยังคงมีอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอนเท่ากันเช่นเดิม) ดังนั้นอำนาจการดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4s จะเปลี่ยนแปลงเพียงเล็กน้อย ขนาดอะตอมของธาตุแทรนซิชันในคาบเดียวกันจึงเปลี่ยนไปเพียงเล็กน้อยดังแสดงในรูปที่ 4.5



รูปที่ 4.5 ขนาดอะตอมของธาตุ

ที่มา : Averill. Principles of General Chemistry, 2012)

2) รัศมีไอออน (Ionic radius)

เมื่อธาตุรวมตัวเป็นสารประกอบบางชนิดเสียอิเล็กตรอนเกิดเป็นไอออนบวก บางชนิดรับอิเล็กตรอนกลายเป็นไอออนลบ การเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นนี้ทำให้ขนาดไอออนเปลี่ยนแปลงไปจากเดิม

2.1) ไอออนบวก (cation) จะมีขนาดเล็กลง เมื่อเปรียบเทียบกับอะตอมเดิมเพราะเสียอิเล็กตรอนทำให้จำนวนระดับพลังงานลดลง

2.2) ไอออนลบ (anion) จะมีขนาดใหญ่ขึ้น เมื่อเปรียบเทียบกับอะตอมเดิมเพราะรับอิเล็กตรอนเข้ามา อิเล็กตรอนใหม่ที่เข้ามากับอิเล็กตรอนเดิมที่มีอยู่จะเกิดการผลักกันขึ้น

แนวโน้มรัศมีไอออนในหมู่และคาบเดียวกัน สรุปได้ดังต่อไปนี้

หมู่เดียวกัน รัศมีไอออนจะมีแนวโน้มเหมือนรัศมีอะตอมคือ จากบนลงล่างจะมีขนาดใหญ่ขึ้น ดังแสดงในตารางที่ 4.3 คาบเดียวกัน แนวโน้มของรัศมีไอออนไม่แน่นอน เพราะในคาบเดียวกันมีทั้งไอออนบวกและไอออนลบ จากซ้ายไปขวารัศมีไอออนจะลดลง (กลุ่มโลหะ) และกลับเพิ่มขึ้นอีกและจะลดลงอีก (กลุ่มอโลหะ) ดังแสดงในตารางที่ 4.4

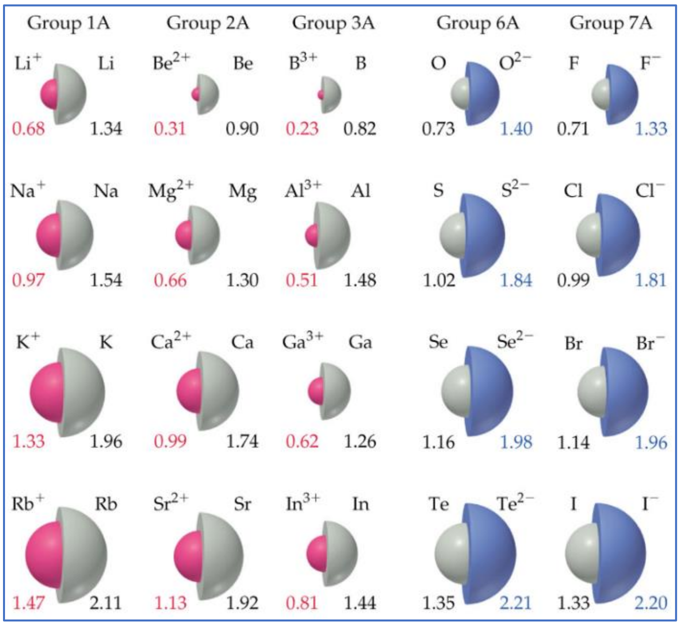
ตารางที่ 4.3 เปรียบเทียบรัศมีไอออนในหมู่เดียวกัน

ธาตุหมู่ IIA	เลขอะตอม	ไอออน	รัศมีไอออน (pm)	รัศมีอะตอม (pm)
Be	4	Be^{2+}	31	111
Mg	12	Mg^{2+}	65	160
Ca	20	Ca^{2+}	99	197
Sr	38	Sr^{2+}	113	215
Ba	56	Ba^{2+}	135	217

ตารางที่ 4.4 เปรียบเทียบรัศมีไอออนในคาบเดียวกัน

ธาตุคาบที่ 2	Na	Mg	Al	P	S	Cl
เลขอะตอม	11	12	13	15	16	17
ไอออน	Na^{+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	P^{3-}	S^{2-}	Cl^{-}
รัศมีไอออน (pm)	95	65	50	212	184	181
รัศมีอะตอม (pm)	186	160	143	110	102	99

การศึกษาขนาดของอะตอมและขนาดของไอออนมีความสัมพันธ์กันอาจศึกษาได้จากรูปที่ 4.6



รูปที่ 4.6 การเปรียบเทียบขนาดอะตอมและขนาดไอออน

ที่มา : พร้อมพงศ์ เพียรพินิจธรรม, 2562

3) พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization energy)

พลังงานไอออไนเซชัน เป็นพลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนจากอะตอมอิสระในสถานะแก๊สที่สภาวะพื้น ทำให้เกิดเป็นไอออนบวก หรือ พลังงานที่ใช้ในการแตกตัวเป็นไอออนของอะตอมอิสระ เขียนเป็นสมการทั่วไปได้ดังนี้

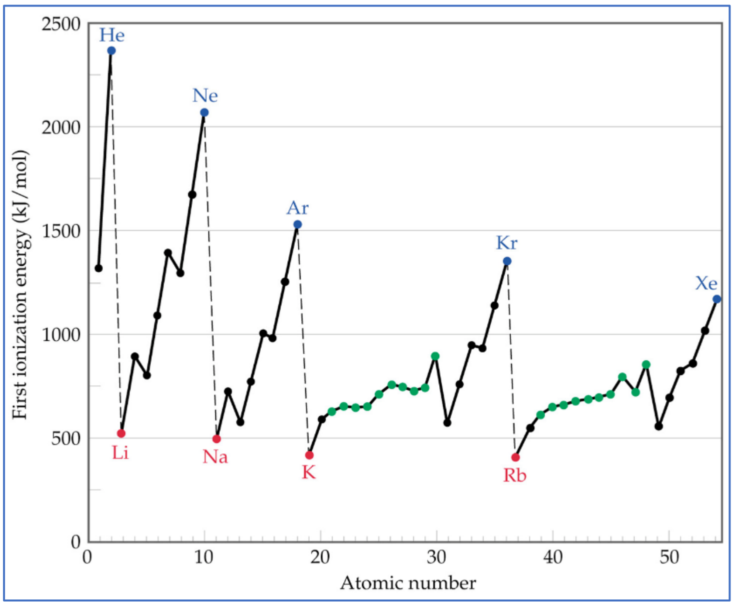
$M_{(g)}$ + พลังงาน -----> $M^{+}_{(g)} + e^{-}$

พลังงานไอออไนเซชันของอะตอมมีได้หลายค่า ขึ้นอยู่กับว่าดึงอิเล็กตรอนตัวใด พลังงานไอออไนเซชันที่ดึงอิเล็กตรอนตัวที่อยู่ไกลจากนิวเคลียสมากที่สุด (พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่หนึ่ง) จะมีค่าต่ำที่สุดและมีแนวโน้มเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ ทั้งนี้เพราะขนาดของอะตอมที่เล็กลงทำให้นิวเคลียสสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนไว้ได้ดี (ศุภาวิตา จรรยา, 2563) ค่า IE ใช้บอกแนวโน้มการเกิดเป็นแคตไอออน คืออะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะแตกตัวเป็นแคตไอออนได้ง่ายกว่าอะตอมที่มีค่า IE สูง เนื่องจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนมีน้อย และบอกความไวของอะตอมต่อปฏิกิริยาเคมี อะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก เช่น

- โลหะแอลคาไลน์ (หมู่ IA) มีค่า IE ต่ำ ดังนั้น ธาตุหมู่นี้จึงว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมากระหว่างโลหะแอลคาไลน์ด้วยกัน ธาตุด้านล่างจะแตกตัวเป็นแคตไอออนได้ง่ายกว่าธาตุที่อยู่เหนือขึ้นไปในหมู่เดียวกัน ดังนั้นถ้าเรียงความว่องไวทางเคมีจากมากไปน้อยจะได้คือ Cs > Rb > K > Na > Li

- โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ IIA) มีค่า IE สูงกว่าหมู่ 1A ดังนั้นมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาจะน้อยกว่าธาตุหมู่ IA

ค่า IE เป็นฟังก์ชันพีริออดิกกับเลขอะตอม โดยแนวโน้มค่า IE_1 แสดงในรูปที่ 4.7



รูปที่ 4.7 แนวโน้มพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1

ที่มา : วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ, 2558)

ธาตุในหมู่เดียวกัน ค่า IE ลดลงจากบนลงล่าง เนื่องจากปัจจัยหลัก 2 ประการคือ

(1) เมื่อขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น ระยะห่างระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนวงนอกสุดจะอยู่ห่างกันมากขึ้นตามไปด้วย ส่งผลให้แรงดึงดูดที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายน้อยลง ดังนั้น พลังงานที่ใช้ในการดึงเวเลนซ์อิเล็กตรอนให้หลุดออกอะตอมจึงไม่สูงมากนัก ดังตารางที่ 4.5

(2) จำนวนชั้นระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่เพิ่มขึ้นตามคาบเสมือนเป็นกำแพงกั้นแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน ทำให้แรงยึดเหนี่ยวมีค่าน้อยลง

ตารางที่ 4.5 ค่าพลังงานไอออไนเซชัน ลำดับที่ 1 ของธาตุหมู่ IA

ธาตุ	เลขอะตอม	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	รัศมีอะตอม (pm)	IE_1 (kJ/mol)
Li	3	$1s^2\ 2s^2$	167	520
Na	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	190	496
K	19	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$	243	419
Rb	37	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$	265	403

ธาตุ	เลขอะตอม	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	รัศมีอะตอม (pm)	IE_1 (kJ/mol)
Cs	55	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}5p^6\ 6s^1$	298	376

ที่มา : วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ, 2558

ธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกัน ค่า IE จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวาของตารางธาตุมีเลขอะตอม (จำนวนโปรตอน) เพิ่มขึ้นธาตุละ 1 โปรตอน ทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนได้มากขึ้น ทำให้อิเล็กตรอนหลุดจากอะตอมได้ยาก แต่อะตอมที่มีโครงแบบอิเล็กตรอนแบบเต็มครึ่ง (half filled) จะมีค่า IE สูงกว่าแนวโน้มปกติเล็กน้อย เช่น เบริลเรียม (Be) และไนโตรเจน (N) ยกตัวอย่างธาตุในคาบที่ 2 จาก Li ถึง Ne เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น ประจุบวกในนิวเคลียสเพิ่มขึ้นทีละหนึ่งหน่วยและอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นทีละ 1 อิเล็กตรอนในระดับพลังงานเดียวกัน ประจุบวกในนิวเคลียสยิ่งมากขึ้น แรงดึงดูดที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนตัวนอกจะมีมากขึ้นดังแสดงในตารางที่ 4.6 ส่วนแก๊สมีตระกูล มีค่า IE สูงมากเมื่อเทียบกับธาตุในคาบเดียวกัน ดังตารางที่ 4.7 เนื่องจากโครงแบบอิเล็กตรอนเป็นการบรรจุแบบเต็ม (full-field)

ตารางที่ 4.6 ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุในคาบที่ 2

ชนิดของธาตุ	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
จำนวนโปรตอน	3	4	5	6	7	8	9	10
รัศมีโควาเลนซ์ (pm)	167	112	87	67	56	48	42	38
พลังงานไอออไนเซชัน	520	899	801	1,086	1,402	1,314	1,681	2,081

ตารางที่ 4.7 ค่าพลังงานไอออไนเซชันของแก๊สมีสกุล (หมู่ VIIIA)

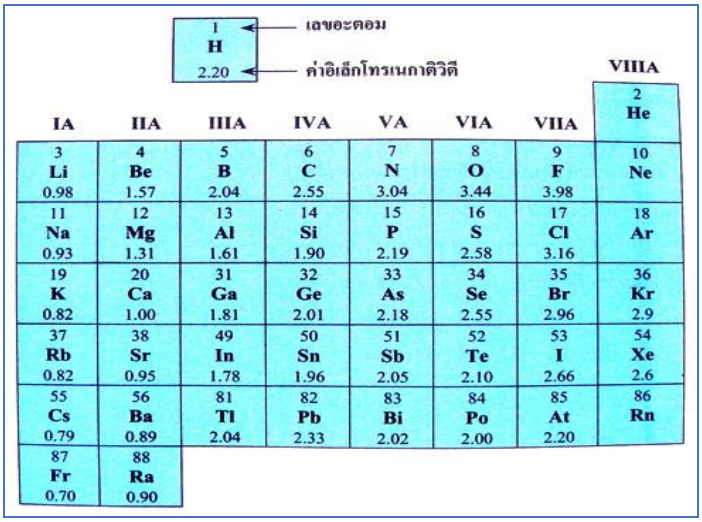
แก๊สเฉื่อย (Inert gas)	IE_1 (kJ/mol)
He	2,372
Ne	2,080
Ar	1,520
Kr	1,351
Xe	1,170

4) ค่าสภาพไฟฟ้าลบ (Electronegativity)

สภาพไฟฟ้าลบ เป็นค่าความสามารถของอะตอมในการดึงอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะให้เข้าใกล้นิวเคลียส ธาตุที่มีค่าสภาพไฟฟ้าลบสูงกว่าจะแสดงอำนาจไฟฟ้าลบ ส่วนธาตุที่มีค่าสภาพไฟฟ้าลบต่ำกว่าจะแสดงอำนาจไฟฟ้าบวก ปัจจัยที่มีผลต่อค่าสภาพไฟฟ้าลบคือ ขนาดอะตอม (เนื่องจากธาตุที่มีขนาดเล็กจะมีความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะให้เข้าใกล้นิวเคลียสได้มากกว่า) และประจุในนิวเคลียส นั่นคืออะตอมที่มีประจุในนิวเคลียสมากกว่าจะมีค่าสภาพไฟฟ้าลบสูงกว่า เพราะดึงดูดอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะให้เข้าใกล้นิวเคลียสได้มากกว่า (สุเทพ เทียนวรรณ, 2554)

ดังนั้นธาตุที่มีขนาดเล็กและมีประจุในนิวเคลียสมากจะมีค่าสภาพไฟฟ้าลบสูง ธาตุในหมู่เดียวกันค่าสภาพไฟฟ้าลบมีแนวโน้มลดลงเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น ส่วนธาตุในคาบเดียวกันค่าสภาพไฟฟ้าลบมีแนวโน้มเพิ่มขึ้นเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้นและพวกธาตุเฉื่อยไม่มีค่าสภาพไฟฟ้าลบเนื่องจากเกิดสารประกอบได้ยาก

ค่าสภาพไฟฟ้าลบ เป็นค่าที่นิยามขึ้นมาเพื่อใช้ในการศึกษาการเกิดขั้วของพันธะ ค่าสภาพไฟฟ้าลบของพอลลิง (Linus Pauling) เป็นนิยามที่ได้รับความนิยมในการอ้างอิงที่สุด โดยกำหนดให้ฟลูออรีน (F) มีค่าสภาพไฟฟ้าลบมากที่สุด คือ 4.0 และซีเซียม (Cs) มีสภาพไฟฟ้าาลบน้อยที่สุดคือ 0.8 ดังแสดงในรูปที่ 4.8



IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
							2 He
3 Li 0.98	4 Be 1.57	5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	10 Ne
11 Na 0.93	12 Mg 1.31	13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	18 Ar
19 K 0.82	20 Ca 1.00	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96	36 Kr 2.9
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.10	53 I 2.66	54 Xe 2.6
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	81 Tl 2.04	82 Pb 2.33	83 Bi 2.02	84 Po 2.00	85 At 2.20	86 Rn
87 Fr 0.70	88 Ra 0.90						

รูปที่ 4.8 ค่าสภาพไฟฟ้าลบของธาตุในตารางธาตุ

ที่มา : โรงเรียนนวมินทราชินูทิศ สตรีวิทยา พุทธมณฑล, 2555

5) ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron affinity, EA)

ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน เป็นพลังงานที่คายออกมาเมื่ออะตอมในสถานะแก๊สรับอิเล็กตรอนเพิ่มเข้าไปในอะตอม แล้วกลายเป็นแอนไอออนเมื่อสมมติ X คืออะตอมของธาตุโลหะ เขียนสมการทั่วไปคือ

$$X_{(g)} + e^{-} \text{ -----> } X^{-}_{(g)} + EA$$

ค่า EA บอกให้ทราบความยากง่ายที่อะตอมจะรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่ม กำหนดให้ค่า EA มีเครื่องหมายเป็นลบ (เนื่องจากเป็นการคายพลังงาน) ถ้าค่า EA เป็นลบค่ามาก แสดงว่าอะตอมนั้นสามารถรับอิเล็กตรอนได้ดีหรือชอบรับอิเล็กตรอน เกิดเป็นแอนไอออนได้ง่าย เช่น Cl และ O

$$Cl_{(g)} + e^- \text{----->} Cl^-_{(g)} \quad (EA = -349\ kJ/mol)$$

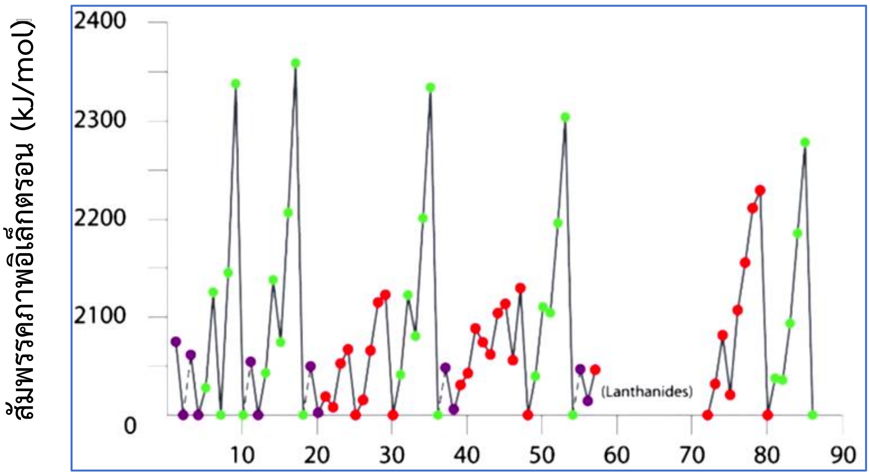
$$O_{(g)} + e^- \text{----->} O^-_{(g)} \quad (EA = -141\ kJ/mol)$$

ธาตุหมู่ที่ VIIA (F Cl Br I และ At) จะมีค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนเป็นลบสูงกว่าหมู่อื่นๆ เนื่องจากมีการจัดอิเล็กตรอนวงนอกเป็น $ns^2\ np^5$ เมื่อรับอิเล็กตรอนเข้าไปหนึ่งตัวจะทำให้โครงแบบอิเล็กตรอนมีเสถียรภาพมาก ธาตุหมู่ VIA จะมีค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนสูงเช่นกันและธาตุหมู่ IVA เมื่อรับอิเล็กตรอนจะทำให้มีโครงแบบเต็มครึ่ง ซึ่งเป็นโครงแบบที่มีความเสถียรมากเช่นกัน จึงมีค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนค่อนข้างสูง เช่น C เมื่อรับอิเล็กตรอนจะมีการจัดเรียงตัวแบบ $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ สำหรับอะตอมของธาตุบางธาตุเมื่อรับอิเล็กตรอนเข้าไปในอะตอมแล้ว จะได้โครงสร้างใหม่ที่ไม่เสถียรภาพ ทำให้ต้องใช้พลังงานเข้าช่วย จึงทำให้ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนมีค่าเป็นบวก แสดงดังรูปที่ 4.9 และรูปที่ 4.10

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
H −72.8							He (+21)
Li −59.6	Be (+241)	B −26.7	C −122	N 0	O −141	F −328	Ne (+29)
Na −52.9	Mg (+230)	Al −42.5	Si −134	P −72.0	S −200	Cl −349	Ar (+34)
K −48.4	Ca (+156)	Ga −28.9	Ge −119	As −78.2	Se −195	Br −325	Kr (+39)
Rb −46.9	Sr (+167)	In −28.9	Sn −107	Sb −103	Te −190	I −295	Xe (+40)
Cs −45.5	Ba (+52)	Tl −19.3	Pb −35.1	Bi −91.3	Po −183	At −270	Rn (+41)

รูปที่ 4.9 ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุตามตารางธาตุ

ที่มา : Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013



รูปที่ 4.10 กราฟแสดงแนวโน้มค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน

ที่มา : Averill. Principles of General Chemistry, 2012

6) จุดหลอมเหลว จุดเดือด (Melting point, Boiling point)

การเปรียบเทียบจุดหลอมเหลวและจุดเดือดของธาตุหมู่ A พบว่าธาตุกลุ่มโลหะจุดเดือนและจุดหลอมเหลวแปรผกผันกับขนาดอะตอม และธาตุกลุ่มอโลหะจะแปรผันตรงกับขนาดอะตอม ดังนั้น จึงสามารถสรุปแนวโน้มจุดเดือดและจุดหลอมเหลวในตารางพีริออดิกเป็นดังนี้ ธาตุกลุ่มโลหะจุดเดือดจุดหลอมเหลวจะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา และจะลดลงจากบนลงล่าง และธาตุกลุ่มอโลหะจุดเดือดจุดหลอมเหลวจะลดลงจากซ้ายไปขวา และจะเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง

7) ความว่องไวในการเกิดปฏิกิริยาเคมี (Agility in chemical reactions)

การทำปฏิกิริยาระหว่างสาร 2 ชนิด ต้องมีการใช้พลังงานในการทำลายแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลและพันธะระหว่างอะตอม นอกจากนี้ในกรณีของธาตุกลุ่มโลหะต้องการใช้พลังงานเพื่อเพิ่มหรือดึงอิเล็กตรอนออก แต่ในกรณีที่เป็นอโลหะต้องคายพลังงานออกมาเมื่อรับอิเล็กตรอนเข้าไป สำหรับโลหะเมื่อพิจารณาจากซ้ายไปขวา ด้านซ้ายเป็นโลหะที่มีแรงยึดเหนี่ยวน้อยและมีพลังงานไอออไนเซชันต่ำ จึงว่องไวต่อการเกิดปฏิกิริยามากกว่าโลหะด้านขวา เมื่อพิจารณาจากบนลงล่าง พวกที่เป็นโลหะอยู่ด้านล่างจะว่องไวกว่าพวกด้านบน เพราะพลังงานไอออไนเซชันต่ำกว่า สำหรับอโลหะเมื่อพิจารณาจากซ้ายไปขวาพวกด้านขวาจะเกิดปฏิกิริยาได้เร็วกว่าเพราะมีค่าสภาพไฟฟ้าลบสูงกว่าพวกอโลหะด้านซ้าย เมื่อพิจารณาจากบนลงล่างพวกด้านบนจะมีความว่องไวในการเกิดปฏิกิริยามากกว่า

4.5 ธาตุเรพรีเซนเททีฟ (Representative element)

ธาตุเรพรีเซนเททีฟ ประกอบด้วยธาตุในหมู่ IA ถึง VIIIA เพราะธาตุในกลุ่มนี้มีสมบัติที่คล้ายกันหลายประการ ธาตุเรพรีเซนเททีฟมีทั้งธาตุที่เป็นโลหะ อโลหะและกึ่งโลหะ รวมทั้งแก๊สมีตระกูล การศึกษาสมบัติของธาตุเรพรีเซนเททีฟเบื้องต้น เป็นการศึกษาสมบัติพื้นฐานทั่วๆ ไป ทั้งทางกายภาพและทางเคมีของธาตุหมู่ IA IIA VIIA และ VIIIA (สุเทพ เทียนวรรณ, 2558) ดังนี้

1) ธาตุหมู่ IA (Alkali element)

ประกอบด้วย ลิเทียม (lithium, Li) โซเดียม (sodium, Na) โพแทสเซียม (potassium, K) รูบิเดียม (rubidium, Rb) ซีเซียม (cesium, Cs) และแฟรนเซียม (francium, Fr) มีคุณสมบัติทางกายภาพและทางเคมีดังแสดงในตารางที่ 4.8 และ 4.9

ตารางที่ 4.8 คุณสมบัติทางกายภาพของธาตุหมู่ IA

ธาตุ	คุณสมบัติทางกายภาพ
Li Na K Rb Cs Fr	1) เป็นโลหะเนื้ออ่อน สีเงิน พื้นผิวมีลักษณะเป็นมันวาว สามารถตัดเป็นชิ้น ๆ ได้ เมื่อถูกตัดเป็นชิ้น และวางทิ้งไว้สักครู่จะหมอง เนื่องจากทำปฏิกิริยากับออกซิเจนในอากาศ น้ำหนักเบา และมีจุดหลอมเหลวต่ำ 2) มีความว่องไวต่อปฏิกิริยามากกว่าโลหะหมู่อื่นๆ 3) มีค่า IE_1 ต่ำจึงเกิดเป็นแคตไอออนได้ง่าย (ประจุ +1 เท่านั้น) 4) นำไฟฟ้าและนำความร้อนได้ดีทุกทิศทาง เนื่องจากการเคลื่อนที่ของเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่เกิดจากพันธะโลหะ 5) โลหะแอลคาไลน์เมื่อเผาในเปลวไฟจะให้สีต่างๆ เป็นสีเฉพาะ

ตารางที่ 4.9 คุณสมบัติทางเคมีของธาตุหมู่ IA

ธาตุ	คุณสมบัติทางเคมี
Li Na K Rb Cs Fr	1) ธาตุหมู่ IA ทำปฏิกิริยากับธาตุแฮโลเจน (VIIA) ได้ทุกธาตุ ปฏิกิริยาทั่วไป $2M_{(s)} + X_{2(g)}$ ------> $2MX_{(s)}$ 2) ธาตุหมู่ IA ทำปฏิกิริยากับแก๊สออกซิเจนเกิดเป็นสารประกอบออกไซด์ ปฏิกิริยาทั่วไป $4M_{(s)} + O_{2(g)}$ ------> $2M_2O_{(s)}$ 3) ทำปฏิกิริยาที่รุนแรงกับน้ำที่อุณหภูมิห้อง (เกิดเป็นสารละลายเบส กับแก๊ส H_2) ปฏิกิริยาทั่วไป $2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)}$ ------> $2MOH_{(aq)} + H_{2(g)}$ 4) ออกไซด์ของธาตุหมู่ IA ทำปฏิกิริยากับ H_2O ได้สารละลายเป็นเบส และค่าความเป็นเบสเพิ่มขึ้นตามสมบัติความเป็นโลหะของธาตุ $M_2O_{(s)} + H_2O_{(l)}$ ------> $2MOH_{(aq)}$

ธาตุ	คุณสมบัติทางเคมี
	5) สารประกอบของธาตุหมู่ IA มีสมบัติการละลายน้ำได้ดีและจะแตกตัวให้แคตไอออนและแอนไอออน สารละลายนำไฟฟ้าได้ 6) ธาตุหมู่ IA เป็นตัวรีดิวซ์ที่ดี (ให้อิเล็กตรอนง่าย) 7) ธาตุหมู่ IA ไม่พบเป็นธาตุอิสระในธรรมชาติ แต่จะพบในรูปของสารประกอบ เช่น NaCl และ KI เป็นต้น

ความรู้ทั่วไป

ธาตุหมู่ IA ส่วนใหญ่นำใช้ประโยชน์ในงานด้านอุตสาหกรรมต่างๆ เช่น

- NaOH (โซเดียมไฮดรอกไซด์) หรือโซดาไฟ ใช้ในอุตสาหกรรมทำสบู่ ผงชูรส และสารฟอกขาว

- $NaHCO_3$ โซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนตหรือโซดาทำขนม ทำให้ขนมฟู เนื่องจากเกิดการสลายให้แก๊ส CO_2 เมื่อได้รับความร้อน

- Na_2CO_3 โซเดียมคาร์บอเนต โซดาซักผ้าหรือโซดาแอชใช้ในอุตสาหกรรมทำแก้ว ผงซักฟอก ปิโตรเคมี แก้น้ำกระด้าง

- $KMnO_4$ โพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนต ด่างทับทิม ใช้ฆ่าเชื้อจุลินทรีย์ ใช้ล้างผักสด

- NaCl โซเดียมคลอไรด์ เกลือแกง ใช้เป็นวัตถุดิบในการผลิตโซดาไฟ โซดาแอช และแก๊สคลอรีน

2) ธาตุหมู่ IIA (Alkali earth element)

ประกอบด้วย เบริลเลียม (beryllium, Be) แมกนีเซียม (magnesium, Mg) แคลเซียม (calcium, Ca) สตรอนเซียม (strontium, Sr) แบเรียม (barium, Ba) และเรเดียม (radium, Ra) สารประกอบออกไซด์ของธาตุหมู่ IIA มีสมบัติเป็นเบสและสามารถหลอมละลายได้ที่อุณหภูมิสูง เป็นธาตุที่ว่องไวต่อการเกิดปฏิกิริยา แต่น้อยกว่าธาตุหมู่ IA มีความหนาแน่นสูง จุดหลอมเหลวสูงและแข็งกว่าธาตุหมู่ IA มีความเป็นมันเงา สามารถนำไฟฟ้าได้ดีมีค่า IE_1 และ IE_2 ต่ำ เนื่องจากโลหะแอลคาไลน์เอิร์ทมีการสูญเสียอิเล็กตรอนระดับพลังงานสุดท้ายเพื่อเกิดเป็นไอออน M^{2+} ได้ง่าย Be และ Mg ไม่แสดงสีในเปลวไฟ ส่วนโลหะ Ca Sr และ Ba เกิดสีในเปลวไฟ

3) ธาตุหมู่ VIIA (Halogen element)

ประกอบด้วยธาตุฟลูออรีน (fluorine, F) คลอรีน (chlorine, Cl) โบรมีน (bromine, Br) ไอโอดีน (iodine, I) และแอสทาทีน (astatine, At) ธาตุแอสทาทีนพบได้น้อยมากและเป็นธาตุกัมมันตรังสีในทุกไอโซโทป มีอายุสั้น ดังนั้นสมบัติบางประการยังไม่สามารถพิสูจน์ได้อย่างชัดเจน ธาตุหมู่ VIIA มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 7 ธาตุหมู่ VIIA ทุกตัวอยู่ในสภาพโมเลกุลอะตอมคู่ (diatomic molecule) ได้ทั้งสถานะของแข็ง ของเหลวและแก๊ส โดยยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโคเวเลนซ์ และโมเลกุลทุกตัวเป็นสารพิษ เช่น F_2 เป็นแก๊สสีเหลืองอ่อน Cl_2 เป็นแก๊สสีเขียวอ่อน Br_2 เป็นของเหลวสีน้ำตาลแดง และ I_2 เป็นของแข็ง

สีม่วง ไม่นำความร้อนและไม่นำไฟฟ้า มีจุดหลอมเหลวและจุดเดือดต่ำ มีค่า EA เป็นลบมาก จึงมีสมบัติรับอิเล็กตรอนได้ดี (เกิดเป็นแอนไอออนได้ง่าย) มีค่า EN สูง

Cl_2 นิยมใช้เติมในการผลิตน้ำสะอาดและเติมในสระว่ายน้ำ เนื่องจาก HOCl ที่เกิดขึ้นสามารถฆ่าเชื้อโรคได้

4) ธาตุหมู่ VIIIA (Inert gas)

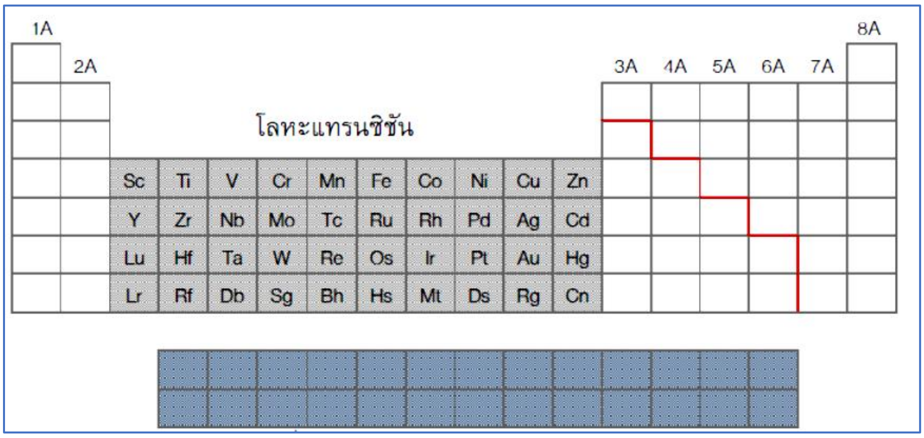
ประกอบด้วยฮีเลียม (helium, He) นีออน (neon, Ne) อาร์กอน (argon, Ar) คริปทอน (krypton, Kr) ซีนอน (xenon, Xe) และเรดอน (radon, Rn) มีชื่อเรียกธาตุในหมู่นี้ว่า แก๊สมีตระกูล (noble gas) หรือแก๊สเฉื่อย (inert gas) ประโยชน์ของธาตุหมู่ VIIIA แสดงดังตารางที่ 4.10

ตารางที่ 4.10 ประโยชน์ของธาตุหมู่ VIIIA

ธาตุ	ประโยชน์
He	- เป็นแก๊สที่มีมวลโมเลกุลน้อยและไม่ติดไฟ ใช้บรรจุบอลลูนแทนแก๊สไฮโดรเจน
	- ใช้ผสมกับแก๊สออกซิเจนด้วยอัตราส่วน 4 ต่อ 1 โดยปริมาตร เพื่อใช้ในการหายใจสำหรับนักประดาน้ำ
	- ฮีเลียมเหลวใช้เป็นสารหล่อเย็น
	- ฮีเลียมเป็นแก๊สที่เตรียมได้ยากและมีราคาแพง
Ar	- ใช้เป็นแก๊สบรรจุในหลอดไฟฟ้าเพื่อรักษาสภาพไส้หลอดให้มีอายุการใช้งานได้นานขึ้น
	- ใช้บรรจุในหลอดไฟโฆษณา โดยบรรจุในหลอดแก้วเล็กๆ ภายใต้ความดันต่ำ เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าศักย์สูงเข้าไปจะได้แสงสีม่วงน้ำเงิน
	- ใช้อาร์กอนในอุตสาหกรรมการเชื่อมโลหะ
Ne	- ใช้บรรจุในหลอดไฟโฆษณา โดยให้สีแสงไฟเป็นสีส้มหรือสีส้มแดง
Xe	- ใช้เป็นยาสลบ แต่มีราคาแพงมาก

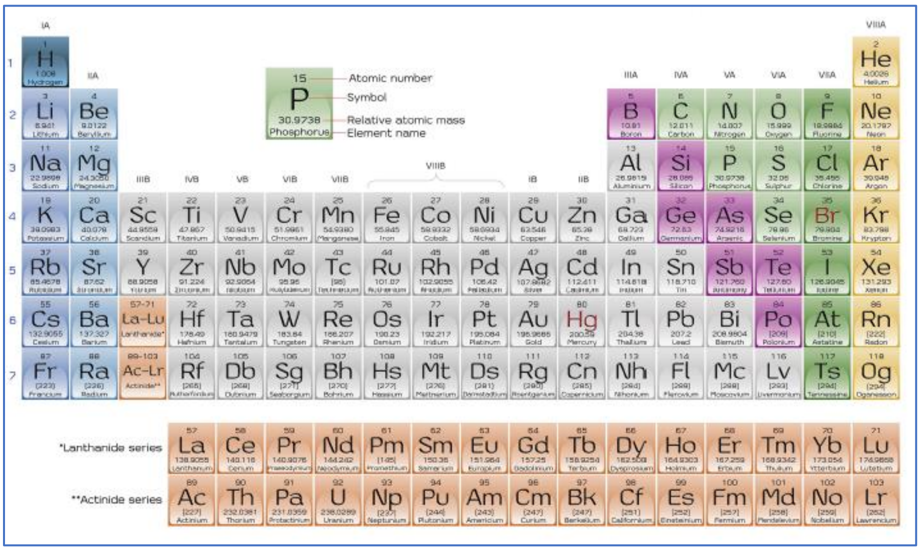
4.6 ธาตุแทรนสิชัน (Transition element)

โลหะแทรนซิชัน คือธาตุที่มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-nd (d-block) ไม่เต็ม หรือเมื่อกลายเป็นไอออนแล้วจะมีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-nd ไม่เต็ม (วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ, 2558) โลหะแทรนซิชันบรรจุไว้ตรงกลางระหว่างโลหะที่มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-ns (s-block) และธาตุที่อยู่ในออร์บิทัล-np (p-block) ดังรูปที่ 4.11 ตัวอย่างของโลหะแทรนซิชัน คือ เหล็ก (Fe) ทองแดง (Cu) สังกะสี (Zn) โครเมียม (Cr) นิกเกิล (Ni) ทองคำ (Au) และปรอท (Hg) โลหะแทรนซิชันมีทั้งหมด 8 หมู่ แต่หมู่ 8 มีหมู่ย่อยอีก 3 หมู่ ดังนั้นโลหะแทรนซิชันจึงมีธาตุต่างๆ รวม 10 หมู่ และมีทั้งหมด 4 คาบ แสดงดังรูปที่ 4.12 ส่วนคุณสมบัติทางกายภาพและคุณสมบัติทางเคมีแสดงดังตารางที่ 3.11



รูปที่ 4.11 กลุ่มธาตุแทรนสิชัน

ที่มา : วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ, 2558



รูปที่ 4.12 ตารางธาตุแสดงเลขหมู่ของธาตุแทรนซิชัน

ที่มา : ปุณิกา พระพุทธคุณ, 2564

ตารางที่ 4.11 คุณสมบัติทางกายภาพและคุณสมบัติทางเคมีของธาตุแทรนสิชัน

คุณสมบัติทางกายภาพ	คุณสมบัติทางเคมี
1) โลหะแทรนซิชันทั้งหมดมีสมบัติเป็นของแข็ง ยกเว้นปรอท (Hg) ที่เป็นโลหะที่มีสถานะเป็นของเหลวที่อุณหภูมิห้อง	1) โลหะแทรนซิชันว่องไวต่อการเกิดปฏิกิริยาน้อยกว่าโลหะหมู่ IA และหมู่ IIA
2) เป็นตัวนำความร้อนและไฟฟ้าที่ดี	2) โลหะแทรนซิชันมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า เช่น Fe มีเลขออกซิเดชันเป็น +3 และ+2 และ Cu มีเลขออกซิเดชันเป็น +2 และ +1 ยกเว้นหมู่ 3B

คุณสมบัติทางกายภาพ	คุณสมบัติทางเคมี
	เช่น Sc เป็น +3 เท่านั้น และหมู่ 2B (Zn, Cd) เป็น +2 ค่าเดียวเท่านั้น
3) สามารถทำให้เป็นเส้นและตีเป็นแผ่นได้	3) สารประกอบของโลหะแทรนซิชันเป็นสารพาราแมกเนติก (paramagnetic) สามารถถูกแม่เหล็กดูดได้เพราะอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4d และออร์บิทัล-5d ไม่เต็ม และบางชนิดที่เป็นสารเฟอร์โรแมกเนติก(ferromagnetic) ไม่สามารถถูกแม่เหล็กดูดได้
4) เป็นประกายวาว	4) โลหะแทรนซิชันบางชนิดเป็นตัวเร่งปฏิกิริยา เช่น เหล็ก(Fe)เป็นตัวเร่งปฏิกิริยาในอุตสาหกรรมการผลิตแอมโมเนีย วาเนเดียม(v) ออกไซด์(V_2O_5) เป็นตัวเร่งปฏิกิริยาในการผลิตกรดซัลฟิวริก
5) จุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูง	5) สารประกอบของโลหะแทรนซิชันส่วนใหญ่มีสี (ยกเว้นหมู่ 3B) สารประกอบเชิงซ้อนและไอออน
6) ส่วนใหญ่มีสีเงิน ยกเว้น Au และ Cu	ของโลหะแทรนซิชันมักมีสี เช่น $CuCl_2$ มีสีเขียวเข้ม $FeCl_3$ มีสีส้ม $CuSO_4$ มีสีฟ้า และ $MnSO_4$ มีสีชมพู

4.7 บทปฏิบัติการที่ 4 เรื่อง การแยกของผสม

บทปฏิบัติการที่ 4

การแยกของผสม

วัตถุประสงค์

เพื่อศึกษาวิธีการแยกของผสมโดยใช้วิธีการกรอง การใช้ตัวทำละลาย การระเหิดและการทำ ให้ตกผลึก

หลักการ

การแยกของผสมออกเป็นสารแต่ละอย่าง มักอาศัยความแตกต่างในสมบัติทางกายภาพของ สาร เช่น การละลาย การระเหย การเดือด การระเหิดและอื่นๆ

การกรอง เป็นวิธีการที่ใช้แยกของผสมซึ่งเป็นของแข็งและของเหลวออกจากกัน

การใช้ตัวทำละลาย วิธีนี้ใช้ในการแยกของผสมซึ่งเป็นของแข็งหลายชนิดผสมกันอยู่โดยการละลายของผสมด้วยตัวทำละลายที่ละลายของแข็งชนิดหนึ่ง แล้วใช้การกรองแยกเอาส่วนที่ไม่ละลาย ออก ของเหลวที่กรองได้ก็นำไปประเหยให้แห้ง เพื่อให้ได้ของแข็ง หรือระเหยให้งวดแล้วทิ้งไว้ให้ตกผลึก

การทำให้ตกผลึก ใช้มากในการทำสารที่เป็นของแข็งให้บริสุทธิ์ วิธีการก็คือการละลาย ของแข็งในตัวทำละลายที่ควรละลายได้ดีในตัวทำละลายขณะร้อน แต่จะละลายได้น้อยลงถ้าตัวทำ ละลายนั้นเย็น ส่วนสิ่งเจือปนอยู่นั้นจะมีสมบัติการละลายในตัวทำละลายนั้นได้น้อยมาก ด้วยเหตุนี้จึง สามารถแยกสารที่บริสุทธิ์ออกมาได้

การระเหิด (sublimation หรือ primary drying) คือปรากฏการณ์ที่สสารเปลี่ยนสถานะ จากของแข็งกลายเป็นไอหรือก๊าซ ที่อุณหภูมิต่ำกว่าจุดหลอมเหลว โดยไม่ผ่านสถานะของเหลว

การทดลอง

<u>อุปกรณ์</u>

1. บีกเกอร์ ขนาด 50 และ 250 มิลลิลิตร
2. กรวยกรอง
3. ขวดรูปชมพู่ 250 มิลลิลิตร
4. กระจกนาฬิกา
5. แผ่นให้ความร้อน

<u>สารเคมี</u>

1. ของผสมของกรดเบนโซอิก แนฟทาลีน เกลือแกงและเศษกระเบื้อง
2. น้ำกลั่น
3. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ความเข้มข้น 3 โมล/ลิตร (3 M NaOH)

4. สารละลายเจือจางกรดไฮโดรคลอริก (dil. HCl)

5. เมทิลแอลกอฮอล์ (Methanol)

6. ผงถ่าน

7. กระดาษกรอง

วิธีการทดลอง

1. นำของผสมของกรดเบนโซอิก แนฟทาลีน เกลือแกงและเศษกระเบื้อง 5 กรัม ใส่ลงในบีกเกอร์ เติมน้ำกลั่นลงไปประมาณ 10 มิลลิลิตร เกลือแกงจะละลายส่วนเบนโซอิก แนฟทาลีนและเศษกระเบื้องไม่ละลาย กรองเอาสิ่งที่ไม่ละลายออก

2. นำสารละลายที่ได้จากการกรอง (filtrate) ไประเหยจนกระทั่งเหลือสารละลายครึ่งหนึ่ง ของปริมาตรเริ่มต้น จากนั้นพักสารละลายให้เย็นลงจนกระทั่งมีผลึกเกลือเกิดขึ้น กรอง เก็บผลึก ซับ ผลึกด้วยกระดาษกรอง ทิ้งให้แห้ง ให้สังเกตลักษณะของผลึกที่ได้

3. นำส่วนของแข็งที่ได้จากการกรองจากข้อ 1. ใส่ในกระจกนาฬิกา จากนั้นไปวางบน hot plate เพื่อให้ความร้อนและครอบด้วยบีกเกอร์ขนาด 250 มิลลิลิตร บนกระจกนาฬิกาขณะที่ให้ความร้อน แนฟทาลีนจะระเหิดเป็นไอ เมื่อไอระเหิดสัมผัสกับผิวของบีกเกอร์ทำให้ไอระเหิดเย็นลงเกิดเป็น ของแข็งของแนฟทาลีนติดอยู่ที่ผิวภายในบีกเกอร์ ขั้นตอนนี้สามารถแยกแนฟทาลีนออกจากของผสม ส่วนกรดเบนโซอิกและเศษกระเบื้องไม่ระเหิด จึงยังคงอยู่ในกระจกนาฬิกา

4. นำของผสมที่อยู่บนกระจกนาฬิกาใส่ลงไปในบีกเกอร์ขนาด 50 มิลลิลิตร เติม 3 M NaOH 5 มิลลิลิตร คนสารละลายนานประมาณ 2-3 นาที เพื่อให้แน่ใจว่า NaOH ทำปฏิกิริยากับกรดเบนโซอิก ขั้นตอนนี้กรดเบนโซอิกละลายเป็นเกลือเบนโซเอต กรองแยกเศษกระเบื้องออก

5. นำสารละลาย (Filtrate) จากข้อ 4. เติม dil. HCL ครั้งละ 1 มิลลิลิตร ลงในบีกเกอร์จนกระทั่งมีตะกอนเกิดขึ้นและเติมไปเรื่อยๆ จนได้ตะกอนมากพอ ตะกอนนี้คือกรดเบนโซอิกที่ไม่บริสุทธิ์ (ตักเก็บไว้เล็กน้อย)

6. กรองเอาตะกอนออกนำตะกอนมาละลายในสารละลาย 20% เมทานอล จำนวน 12 มิลลิลิตร ในบีกเกอร์ เติมผงถ่านลงไป 0.5 กรัม แล้วนำไปทำให้ร้อนอย่างช้าๆ บน hot plate (เมทานอลเป็น สารระเหยง่ายต้องต้มด้วยความระมัดระวัง) จนกระทั่งกรดเบนโซอิกละลายหมด ส่วนผงถ่านไม่ละลาย ดังนั้นสารละลายจะมีสีดำ

7. กรองสารละลายเมทานอล กรดเบนโซอิก และผงถ่านในข้อ 6. ขณะที่ร้อนอยู่ผ่านกรวยลงในขวดรูปชมพู่ นำขวดรูปชมพู่ไปวางบน hot plate อีกครั้งเพื่อให้สารละลายเป็นเนื้อเดียวกัน

8. ปล่อยทิ้งไว้ให้สารละลายตกผลึก แล้วกรองผลึกที่เกิดขึ้น ล้างผลึกด้วยน้ำเย็นครั้งละ 5 มิลลิลิตร ซับผลึกด้วยกระดาษกรอง ทิ้งให้แห้ง ให้สังเกตลักษณะของผลึกที่ได้และเปรียบเทียบกับผลึกที่ได้จากข้อ 5.

9. นำผลึกทั้งสองที่ได้ส่งอาจารย์

รายงานการทดลองที่ 4

การแยกของผสม

หมู่ที่..........วิชาเอก..คณะ...-

ทำการทดลองวัน....................ที่.........เดือน.........................พ.ศ. ....เวลา...............................-

ชื่ออาจารย์ผู้ควบคุมการทดลอง...-

ผู้ทำการทดลอง...รหัสนักศึกษา..............................-

ผู้ร่วมทำการทดลอง...รหัสนักศึกษา............................-

ผู้ร่วมทำการทดลอง...รหัสนักศึกษา............................-

ผลการทดลอง

ลักษณะของกรดเบนโซอิกไม่บริสุทธิ์...

....

....

ลักษณะของกรดเบนโซอิก บริสุทธิ์...

....

....

วิเคราะห์ผลการทดลองและสรุปผล

....

....

....

....

....

....

ข้อเสนอแนะ

....

....

....

....

คำถาม

1. ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างสารละลายกรดเบนโซอิกกับสารละลาย NaOH ในข้อ 4 คือ

----

2. ปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นเมื่อเติมกรด HCl ในข้อที่ 5 คือ

4.8 สรุป

ตารางพีริออดิกเป็นการจัดธาตุเป็นหมวดหมู่ เพื่อสะดวกต่อการศึกษา ง่ายต่อการจดจำธาตุต่างๆ จึงได้มีการวิวัฒนาการเรื่องการจัดธาตุเป็นหมวดหมู่เรื่อยมาตั้งแต่ กฎไตรแอด แล้วเปลี่ยนมาเป็น กฎออกเตฟ ของนิวแลนด์ ผู้วางรากฐานขอตารางพิริออกดิกในปัจจุบันคือเมนเดเลเอฟ โดยเรียงตามน้ำหนักอะตอม ต่อมาโมสลีย์เรียงตามเลขอะตอม ซึ่งการจัดเรียงธาตุตามหมวดหมู่นี้จะมีคุณสมบัติที่สัมพันธ์กับรัศมีอะตอม รัศมีไอออน ค่าสภาพไฟฟ้าลบ ค่าพลังงานไอออไนเซชัน ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน จุดหลอมเหลวและจุดเดือด รวมถึงความว่องไวในการเกิดปฏิกิริยา ธาตุเรพรีเซนเททีฟเป็นธาตุที่มีอิเล็กตรอนตัวสุดท้ายบรรจุในเขต s และ p ซึ่งมีประโยชน์ในการใช้งานด้านอุตสาหกรรม ธาตุแทรนสิชันมีลักษณะเด่นที่สำคัญคือมีเลขออกซิเดชันหลายค่า และเป็นสารประกอบที่มีสีและสามารถเกิดสารประกอบเชิงซ้อนได้ง่าย

4.9 แบบฝึกหัดท้ายบท

1. จงเรียงลำดับขนาดของไอออนต่อไปนี้จากใหญ่ไปหาเล็ก

   Al^{3+}, K^{+}, Mg^{2+}, B^{3+}

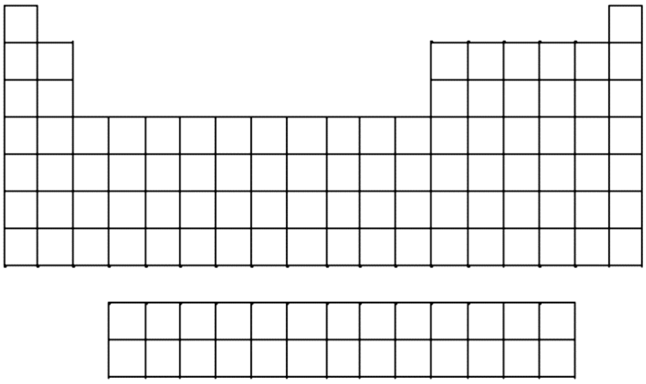
2. เรียงลำดับขนาดของไอออนต่อไปนี้จากใหญ่ไปหาเล็ก

   F^{-}, Br^{-}, O^{2-}, Te^{2-}

3. จงระบุตำแหน่งของเทอมต่อไปนี้ในตารางธาตุ

   (1) โลหะแอลคาไล (2) แก๊สมีสกุล (3) อนุกรมแลนทาไนด์ (4) แฮโลเจน (5) ชาลโคเจน

   (6) อนุกรมแอกทิไนด์ (7) โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (8) ธาตุโลหะ (9) ธาตุอโลหะ



4. จงบอกว่าธาตุเฉื่อยชนิดใดสามารถเกิดสารประกอบได้มากที่สุด
3. จงบอกแนวคิดการสร้างตารางธาตุของเดอเบอร์ไรเนอร์
4. จงบอกกฎออกเตฟ (law of octaves) พร้อมยกตัวอย่างตามแนวคิดของนิวแลนด์
5. อธิบายแนวคิดการสร้างตารางธาตุของเมนเดเลเอฟ
6. อธิบายแนวคิดการสร้างตารางธาตุของโมสลีย์
7. จงบอกตำแหน่งของธาตุหมู่หลัก และธาตุแทรนซิชันในตารางธาตุปัจจุบัน

8. จงบอกความหมายของพลังงานไอออไนเซชันและแสดงแนวโน้มของค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุหมู่ที่ 1

9. เพราะเหตุใดธาตุหมู่ที่ 8A ในตารางพิริออดิกจึงไม่มีค่าสภาพไฟฟ้าลบ

10. เพราะเหตุใดค่าสัมพรรคภาพของอิเล็กตรอนจึงเป็นบวกหรือลบก็ได้

4.10 เอกสารอ้างอิง

พร้อมพงศ์ เพียรพินิจธรรม. (2562). **เอกสารประกอบการสอน เรื่อง สมบัติตามตารางธาตุ.** ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

ปุณิกา พระพุทธคุณ. (2564). **4 ธาตุใหม่เติมเต็มตารางธาตุในคาบ 7**. สืบค้นเมื่อ 31 สิงหาคม 2565. จาก https://www.scimath.org/article-chemistry/item/12417-4-7

วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ. (2558). **เคมีสำหรับวิศวกร.** คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี: มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร.

ศุภาวิตา จรรยา. (2563). **สมบัติของธาตุตามตารางธาตุ.** สืบค้นเมื่อ 21 สิงหาคม 2565. จาก https://www.scimath.org/lesson-chemistry/item/10319-2019-05-13-05-56-00

สุเทพ เทียนวรรณ. (2554). **เคมีทั่วไป (General Chemistry).** คณะวิทยาศาสตร์:มหาวิทยาลัยราชภัฏบุรีรัมย์.

โรงเรียนนวมินทราชินูทิศ สตรีวิทยา พุทธมณฑล. (2555). **ตารางธาตุ.** สืบค้นเมื่อ 25 สิงหาคม 2565. จาก http://www.satriwit3.ac.th/external_newsblog.php?links=1767

Anne Helmenstine. (2018). **How to Use a Periodic Table**. Retrieved March 6, 2018, from Website: https://www.thoughtco.com/how-to-use-a-periodic-table-608807

Averril B. A. (2012). **Principles of General Chemistry**. Retrieved March 6, 2018, from Website: http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistryv1.0m/index.htmlhttp://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-generalchemistry-v1.0m/index.html

Chemistry Perla Bujanda. (2017). **Electron Configuration Periodic Table Worksheet**. Retrieved March 6, 2018, from Website : http://www.kentchemistry.com/links/AtomicStructure/FG08_06%5B1%5D.jpg

Mary Mark Ockerbloom. (2015). **Dmitry Ivanovich Mendeleyev, 1834-1907**. Retrieved March 6, 2018, from Website: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dmitry_Mendeleyev_Osnovy_Khimii_1869-1871_first_periodic_table.jpg.

Silberberg M. S. (2013). **Principle of General Chemistry**. New York: McGraw-Hill.