4

โครงสร้างอะตอมและตารางธาตุ

4.1 โครงสร้างอะตอม
4.2 พื้นฐานโครงสร้างอะตอม
4.3 การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก
4.4 การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย
4.5 หลอดรังสีแคโทด
4.6 ตารางธาตุ
4.7 การจัดตารางธาตุ
4.8 ลักษณะที่สำคัญของแต่ละหมู่
4.9 ประโยชน์ของตารางธาตุ

บทนำ

อะตอม (atom) เป็นหน่วยที่เล็กที่สุดของสสารที่มีสมบัติของอะตอมนั้นๆ เป็นกรีกว่า atomos (a = not, tomus = to cut) หมายถึงสิ่งที่ไม่สามารถแบ่งได้อีก เมื่อ 400 ปีก่อนคริสต์ศักราช นักปราชญ์ชาวกรีกโบราณที่ชื่อ ลูซิพปุส (Leucippus) และดิโมคริตุส (Democritus) ใช้สำหรับเรียกอนุภาคที่เล็กที่สุดของสสารที่ไม่สามารถแบ่งแยกต่อไปได้อีก โดยเขาได้พยายามศึกษาเกี่ยวกับวัตถุที่มีขนาดเล็กระดับจุลภาคและมีแนวคิดเกี่ยวกับโครงสร้างของสสารว่า สสารทั้งหลายประกอบด้วยอนุภาคที่เล็กมาก ไม่สามารถมองเห็นได้และไม่สามารถแบ่งแยกให้เล็กลงกว่านั้นได้อีก แต่ในสมัยนั้นก็ยังไม่มีการทดลอง เพื่อพิสูจน์และสนับสนุนแนวความคิดดังกล่าว จนมาถึง ค.ศ. 1805 **จอหน์ ดาลตัน**ได้เสนอทฤษฎีที่เรียกกันว่า **ทฤษฎีของดาลตัน** ซึ่งทำให้มีการศึกษาค้นคว้าเรื่องโครงสร้างของอะตอมอย่างต่อเนื่อง นักวิทยาศาสตร์จึงยกย่องให้เขาเป็น**บิดาแห่งอะตอม**

4.1 โครงสร้างอะตอม

แนวความคิดของ ลูซิพปุส (Leucippus) และดิโมคริตุส (Democritus) ยังคงแพร่หลายอยู่หลายสิบปี สสารทั้งหลายประกอบด้วยอนุภาคที่เล็กที่สุด จนกระทั่งต่อมาวิทยาศาสตร์ได้เจริญก้าวหน้าขึ้นและเกิดทฤษฎีอะตอมขึ้นมาในปี ค.ศ.1808 จากแนวความคิดของจอห์น ดาลตัน ผู้เสนอจุดเริ่มต้นของเคมียุคใหม่ สมมติฐานเกี่ยวกับธรรมชาติของสสารที่ดาลตัน ได้เสนอคือแบบจำลองอะตอม เป็นที่ยอมรับและสนับสนุนจากนักวิทยาศาสตร์ในสมัยนั้น โดยทฤษฎีอะตอมของดาลตันได้กล่าวไว้ว่า

1. สสารทุกชนิดประกอบด้วยอะตอม ซึ่งเป็นหน่วยที่เล็กที่สุด ไม่สามารถแบ่งแยก ไม่อาจสร้างขึ้นหรือทำลายได้

2. ธาตุประกอบด้วยอนุภาคที่เรียกว่าอะตอม อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันมีลักษณะเหมือนกัน คือ มีมวล ขนาด และสมบัติทางเคมีเหมือนกัน และแตกต่างจากอะตอมของธาตุชนิดอื่น

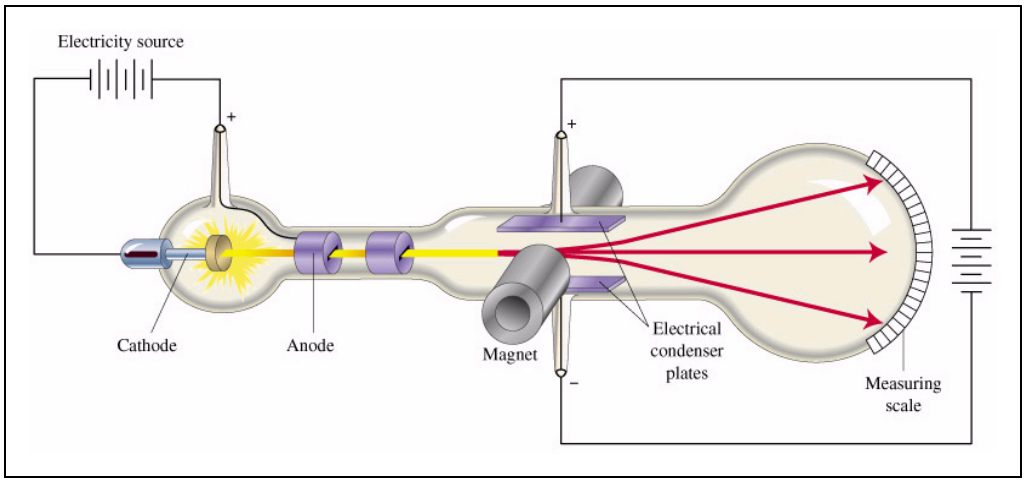
3. สารประกอบเกิดจากการรวมตัวของอะตอมของธาตุตั้งแต่ 2 ชนิดขึ้นไป มารวมตัวกันด้วยสัดส่วนอะตอมที่คงที่และเป็นเลขจำนวนเต็มหรือเศษส่วนอย่างง่าย

4. การเกิดปฏิกิริยาเคมีเกี่ยวข้องกับการแยก การรวม และการจัดอะตอมใหม่เท่านั้น ไม่มีการสร้างหรือการสูญหายของอะตอม

รูปที่ 4.1 แบบจำลองอะตอมตามทฤษฎีอะตอมของดาลตัน

ในปลายปีศตวรรษที่ 19 ได้มีการค้นพบรังสีชนิดหนึ่ง เรียกว่า รังสีแคโทด (cathode ray) ที่ได้จากการทดลองของนักวิทยาศาสตร์ชื่อ Julius Plicker ซึ่งประดิษฐ์หลอดรังสีแคโทดใช้หลอดแก้วที่สูบอากาศออก และมีอิเล็กโทรดอยู่คนละข้าง (แอโนดเป็นแผ่นประจุบวกและแคโทดเป็นแผ่นประจุลบ) ของหลอดแก้ว และต่อเข้ากับไฟฟ้าที่มีศักย์สูง ทำให้เกิดรังสีขึ้นภายในหลอดแก้ว เรียกว่า รังสีแคโทด หลอดรังสีแคโทดเป็นต้นแบบของหลอดที่ใช้ในโทรทัศน์

ที่มา : http://cwx.prenhall.com/bookbind/pubbooks

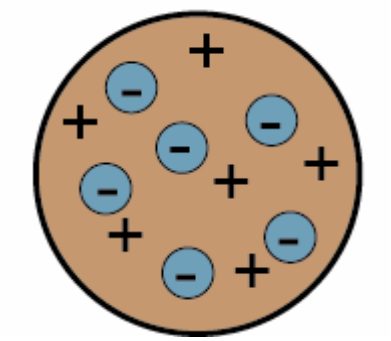


รูปที่ 4.2 หลอดรังสีแคโทด

รูปที่ 4.3 เจ เจ ทอมสัน กับหลอดรังสีแคโทดในการค้นพบอิเล็กตรอน

และ ในปี 1898 **เจ เจ ทอมสัน✪(Sir Joseph John Thomson)** ได้ทำการทดลองโดยใช้หลอดรังสีแคโทดนี้ ค้นพบว่ามีอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าลบหรือ**อิเล็กตรอน** (electron) ที่ออกมาจากขั้วแคโทด และถูกดูดเข้าไปที่แผ่นประจุบวกของแอโนด ดังนั้นความเชื่อที่เข้าใจกันว่าอะตอมแบ่งแยกอีกไม่ได้จึงไม่ถูกต้องอีกต่อไป เมื่อทอมสันได้ค้นพบอนุภาคที่เล็กกว่าอะตอม เจ เจ ทอมสันได้เสนอแบบจำลองอะตอมขึ้นใหม่ ว่า "อะตอมมีลักษณะเป็นรูปทรงกลมประกอบ

✪ Joseph John Thomson (ค.ศ. 1856-1940) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ ได้รับรางวัลโนเบลในสาขาฟิสิกส์ ใน ค.ศ. 1906 จากการค้นพบอิเล็กตรอน



รูปที่ 4.4 แบบจำลองโครงสร้างอะตอมของทอมสัน

และในต้นศตวรรษที่ 20 จากการศึกษาของ เจ เจ ทอมสัน พบว่าอัตราส่วนประจุต่อมวลของอิเล็กตรอน มีค่าเป็น -1.76×10^{8} คูลอมป์ต่อกรัม แต่แบบจำลองอะตอมของทอมสันนี้ยังไม่สามารถอธิบายข้อสงสัยบางอย่างได้ เช่น ประจุไฟฟ้าบวกอยู่กันได้อย่างไรในอะตอม และไม่สามารถอธิบายสมบัติบางอย่างของอะตอม เช่น สเปกตรัมที่แผ่ออกมาจากธาตุ ทำให้นักวิทยาศาสตร์รุ่นหลังต้องค้นคว้าและทดลองเพื่อหาข้อเท็จของโครงสร้างอะตอมกันต่อมา

ในปี 1910 **เออร์เนสต์ รัทเธอร์ฟอร์ด**[◈] **(Ernest Rutherford)** ได้เสนอแบบจำลองอะตอมใหม่ เกี่ยวกับการกระจายตัวของประจุลบของอิเล็กตรอนและประจุบวกภายในนิวเคลียสของอะตอม รัทเธอร์ฟอร์ดและคณะได้ทำการทดลองยิงอนุภาคแอลฟา[⅄] ไปที่แผ่นโลหะทองคำบาง ดังรูปที่ 4.5 พบว่าอนุภาคแอลฟาส่วนใหญ่สามารถผ่านแผ่นโลหะได้โดยมีการกระเจิงจากแนวการเคลื่อนที่เดิมไปในทิศทางต่างๆ ของอนุภาคน้อยมาก และมีบางอนุภาคกระเจิงจากแนวเดิมเป็นมุมกว้างและบางอนุภาคสะท้อนกลับในทิศทางเดิม ทำให้

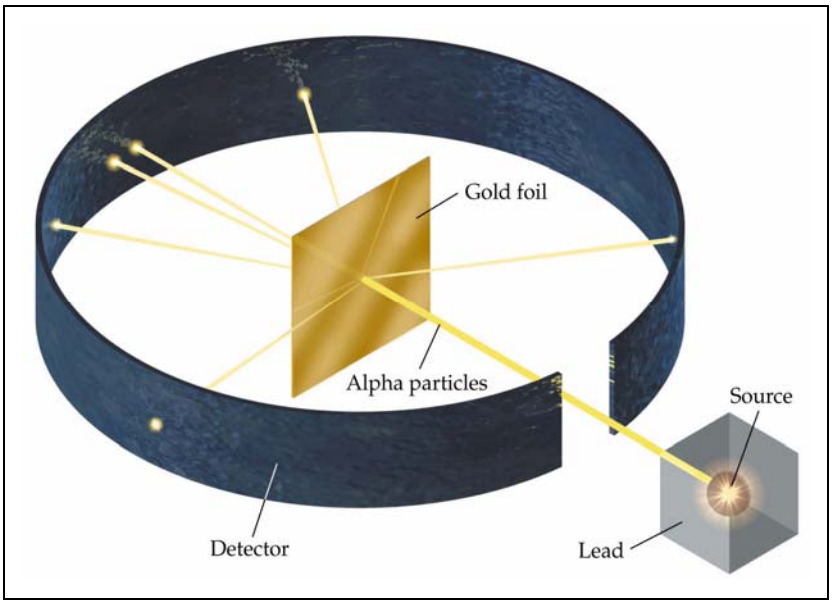
◈ รัทเทอร์ฟอร์ด (ค.ศ. 1871-1937) เป็นนักฟิสิกส์ชาวนิวซีแลนด์ ที่สร้างผลงานในอังกฤษ และเคยเป็นลูกศิษย์ของทอมสัน

⅄ อนุภาคแอลฟาเป็นนิวเคลียสของอะตอมฮีเลียม ซึ่งได้จากการสลายของธาตุกัมมันตรังสี เช่น เรเดียม

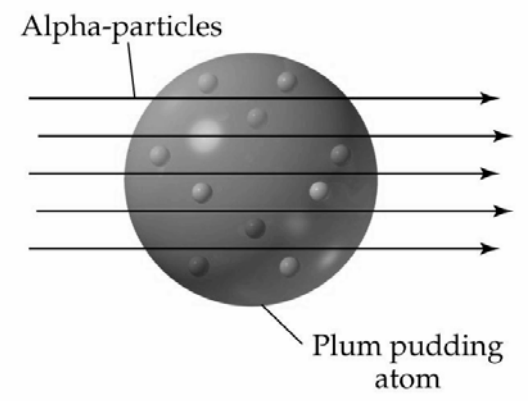
รัทเธอร์ฟอร์ดจึงได้เสนอแบบจำลองอะตอมขึ้นใหม่ว่า อะตอมประกอบด้วยแกนกลางที่มีความหนาแน่นของประจุบวกรวมกันอยู่ เรียกว่านิวเคลียส ซึ่งเป็นที่รวมมวลเกือบทั้งหมดของอะตอม มีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบๆ นิวเคลียส โดยมีพื้นที่ส่วนใหญ่ของอะตอมเป็นที่ว่าง ดังรูปที่ 4.6

เนื่องจากแบบจำลองอะตอมของรัทเธอร์ฟอร์ด ยังมีข้อบกพร่องบางประการ เช่น ไม่สามารถอธิบายได้ว่าทำไมอิเล็กตรอนจึงเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสได้ โดยไม่สูญเสียพลังงาน และทำไมประจุไฟฟ้าบวกจึงรวมกันอยู่ภายในนิวเคลียสได้ โดยไม่เกิดแรงผลักกันของประจุไฟฟ้าชนิดเดียวกัน จึงทำให้นักวิทยาศาสตร์พยายามหาแบบจำลองอะตอมขึ้นใหม่

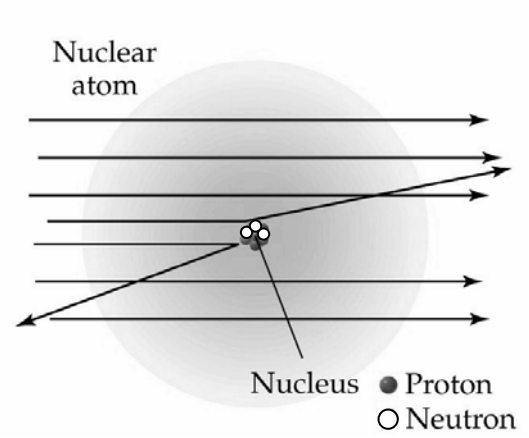
ที่มา : http://wps.prenhall.com/wps/media



รูปที่ 4.5 การทดลองเกี่ยวกับการกระเจิงของรังสีของรัทเธอร์ฟอร์ด



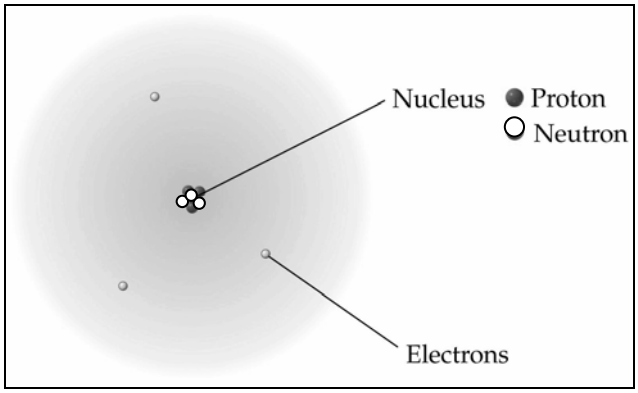
a) ผลการทดลองที่รัทเธอร์ฟอร์ดคาดว่าน่าจะเกิดขึ้น



b) สรุปผลการทดลองที่เกิดขึ้นจากการทดลองจริงของรัทเธอร์ฟอร์ด

รูปที่ 4.5 (ต่อ) แบบจำลองอะตอมการทดลองของรัทเธอร์ฟอร์ด

ที่มา : http://wps.prenhall.com/wps/media



รูปที่ 4.6 แบบจำลองโครงสร้างอะตอมของรัทเธอร์ฟอร์ด

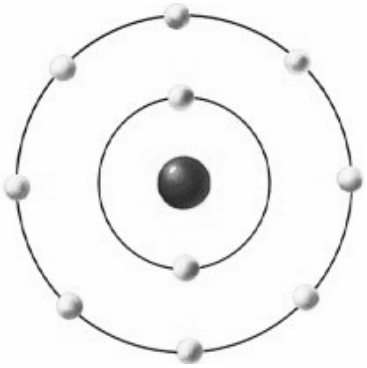
ในปี 1913 นักฟิสิกส์ชาวเดนมาร์กชื่อ **นีล บอห์ร (Niels Bohr)** เป็นผู้หนึ่งพยายามหาคำอธิบายเพิ่มเติมเกี่ยวกับแบบจำลองอะตอมของรัทเธอร์ฟอร์ด ได้นำทฤษฎีกลศาสตร์ควอนตัมมาประยุกต์ใช้ในการทดลอง เพื่อพัฒนาแบบจำลองอะตอมของรัทเธอร์ฟอร์ด อีเล็กตรอนซึ่งมีประจุลบเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสที่มีประจุบวกด้วยแรงดึงดูดทางไฟฟ้าตามกฎของคูลอมบ์ (Coulomb) ที่สามารถอธิบายสเปกตรัมของอะตอมไฮโดรเจนที่มีเพียงอิเล็กตรอนตัวเดียวได้โดยได้เสนอแบบจำลองอะตอมของไฮโดรเจนว่า

1. อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่เป็นวงกลมรอบนิวเคลียส โดยมีวงโคจรเพียงบางวงที่มีอิเล็กตรอนไม่แผ่คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าออกมาในวงโคจรดังกล่าว คล้ายดาวเคราะห์ที่โคจรรอบดวงอาทิตย์

2. อิเล็กตรอนจะรับหรือปล่อยพลังงานออกมา เมื่อมีการเปลี่ยนวงโคจรที่กล่าวในข้อที่ 1 พลังงานที่อิเล็กตรอนรับหรือปล่อยออกมาจะอยู่ในรูปคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า

สมมติฐานของบอห์ร สามารถอธิบายปัญหาปรากฏการณ์ของอะตอมไฮโดรเจนได้ คือ

1. เหตุผลที่อิเล็กตรอนโคจรรอบนิวเคลียสของไฮโดรเจนได้โดยไม่แผ่คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้า เพราะอิเล็กตรอนโคจรในระดับพลังงานของอะตอมบางวง ซึ่งวงในสุดจะเสถียร
2. สเปกตรัมของไฮโดรเจนเกิดจากการเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอน จากสถานะกระตุ้นมายังสถานะต่ำกว่า หรือสถานะพื้น จะแผ่คลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าออกมา อาจเห็นเป็นเส้นสว่างที่ไม่ต่อเนื่อง และอาจมีความถี่อื่นๆ อีกที่ตามองไม่เห็น



รูปที่ 4.7 แบบจำลองโครงสร้างอะตอมของบอห์ร

4.2 พื้นฐานโครงสร้างอะตอม

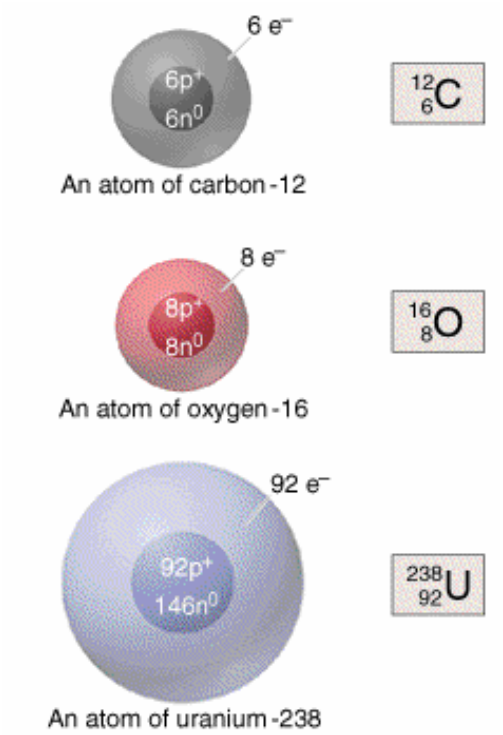
จากการศึกษาและทดลองต่างๆ พอที่จะสรุปเกี่ยวกับโครงสร้างของอะตอมได้ว่า ทุกอะตอมประกอบด้วยอนุภาคที่สำคัญคือ โปรตอน นิวตรอน และอิเล็กตรอน โดยมีโปรตอนกับนิวตรอนอยู่ภายในนิวเคลียส นิวเคลียสนี้จะครอบครองเนื้อที่ภายในอะตอมเพียงเล็กน้อยแต่มีมวลมาก และมีอิเล็กตรอนวิ่งรอบๆ ด้วยความเร็วสูงคล้ายกับมีกลุ่มประจุลบปกคลุมอยู่โดยรอบ

อนุภาค	ประจุสัมพัทธ์	ประจุ(C)	มวล(g)	มวล(amu)
อิเล็กตรอน	-1	1.6×10^{-19}	0.00055	1/1840
โปรตอน	+1	1.6×10^{-19}	1.0073	1
นิวตรอน	0	0	1.0087	1

จำนวนโปรตอนในนิวเคลียสเรียกว่า **เลขอะตอม (atomic number, Z)**

ผลบวกของจำนวนโปรตอนกับนิวตรอนเรียกว่า **เลขเชิงมวล (mass number, A)**

การเขียนสัญลักษณ์นิวเคลียร์

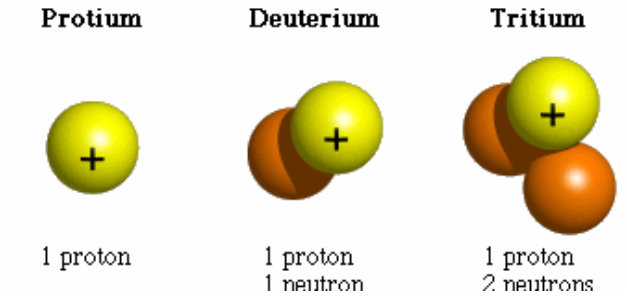


อะตอมโดยทั่วไปแล้วจะแบ่งตามเลขอะตอม ซึ่งเท่ากับจำนวนโปรตอนในอะตอม เลขอะตอมจะเป็นตัวระบุว่าอะตอมนั้นเป็นอะตอมของธาตุอะไร ตัวอย่างเช่น อะตอมของคาร์บอน มีจำนวนโปรตอน 6 ตัว อะตอมที่มีเลขอะตอมเท่ากันจะมีสมบัติทางกายภาพ สมบัติทางเคมีที่เหมือนกัน ในตารางธาตุ ธาตุถูกจัดเรียงตามค่าเลขอะตอม

เลขเชิงมวลของธาตุคือจำนวนรวมของโปรตอนและนิวตรอน โดยโปรตอนและนิวตรอนแต่ละตัวนั้นจะมีมวล 1 amu จำนวนนิวตรอนในอะตอมนั้นไม่ได้เป็นตัวกำหนดชนิดของธาตุ ธาตุแต่ละชนิดนั้นจะมีจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนที่แน่นอน แต่อาจมีจำนวนนิวตรอนที่แตกต่างไป เรียกว่า **ไอโซโทป**ของธาตุ การเรียกชื่อของไอโซโทปจะขึ้นต้นด้วยชื่อของธาตุและตามด้วยเลขมวล ตัวอย่างเช่น อะตอมของ คาร์บอน-14 และคาร์บอน-12 ดังรูปข้างล่าง เป็นไอโซโทปที่มีจำนวนโปรตอนเท่ากันคือ 6 ตัว แต่มีจำนวนนิวตรอนต่างกันคือ 8 และ 6 ตัว ตามลำดับ

$$^{14}_{6}C \qquad ^{12}_{6}C$$

หรืออะตอมของ ไฮโดรเจน มีเลขอะตอมเท่ากับ 1 และ มีจำนวนโปรตอน 1 ตัว จำนวนอิเล็กตรอน 1 ตัว ไอโซโทปของไฮโดรเจน ซึ่งมีนิวตรอน 1 ตัว เรียกว่า ดิวทีเรียม หรือไฮโดรเจน-2 ส่วนไอโซโทปของไฮโดรเจนซึ่งมีนิวตรอน 2 ตัว จะเรียก ทริเทียม หรือไฮโดรเจน-3



$^{1}_{1}H \qquad ^{2}_{1}H$ (D) $\qquad ^{3}_{1}H$ (T)

เลขเชิงมวลอะตอมของธาตุที่ระบุในตารางธาตุ เป็นค่าเฉลี่ยมวลของไอโซโทปที่พบตามธรรมชาติ โดยเฉลี่ยแบบถ่วงน้ำหนักตามปริมาณที่ปรากฏในธรรมชาติ

Z	Name	Symbol	Mass of Atom (u)	% Abundance
1	Hydrogen	^{1}H	1.007825	99.9885
	Deuterium	^{2}H	2.014102	0.115
	Tritium	^{3}H	3.016049	*
2	Helium	^{3}He	3.016029	0.000137
		^{4}He	4.002603	99.999863
3	Lithium	^{6}Li	6.015122	7.59
		^{7}Li	7.016004	92.41
4	Beryllium	^{9}Be	9.012182	100
5	Boron	^{10}B	10.012937	19.9
		^{11}B	11.009305	80.1
6	Carbon	^{12}C	12.000000	98.93
		^{13}C	13.003355	1.07
		^{14}C	14.003242	*
7	Nitrogen	^{14}N	14.003074	99.632
		^{15}N	15.000109	0.368
8	Oxygen	^{16}O	15.994915	99.757
		^{17}O	16.999132	0.038
		^{18}O	17.999160	0.205

สำหรับแบบจำลองอะตอมที่ได้รับการยอมรับมากที่สุดคือ แบบจำลองเชิงคลื่น (wave model) ที่พัฒนามากจากแบบจำลองของบอห์ร ได้กล่าวว่า

- อะตอม ประกอบด้วยอนุภาคที่ขนาดเล็กกว่า คือ โปรตอน อิเล็กตรอน และนิวตรอน บริเวณส่วนใหญ่ของอะตอมนั้นเป็นที่ว่างเปล่า
- ที่จุดกึ่งกลางอะตอม ประกอบด้วยอนุภาคขนาดเล็กเรียก นิวเคลียสหรือนิวคลีออน ประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน มีสมบัติทางไฟฟ้าเป็นประจุบวก
- นิวเคลียสนี้มีขนาดเล็กกว่า 100,000 เท่าของขนาดของอะตอม

4.3 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

(Arrangement of Electron in Principal Energy Levels)

บริเวณส่วนใหญ่ของอะตอมนั้นจะใช้เป็นบริเวณของวงโคจรของอิเล็กตรอน ตาม**รูปแบบการจัดเรียงอิเล็กตรอน** (electron configuration) วงโคจรของอิเล็กตรอนนั้นไม่ได้เป็นรูปร่างเป็นวง แต่จะเป็นในรูปแบบของการกระจายความน่าจะเป็นของจุดที่อิเล็กตรอนนั้นอยู่ โดยอิเล็กตรอนอิสระที่เข้าไปรวมตัวกับอะตอมนั้นจะอยู่ในวงโคจรที่มีพลังงานต่ำที่สุด ซึ่งก็คือวงโคจรที่อยู่ใกล้นิวเคลียสที่สุด (*first shell*) อิเล็กตรอนที่อยู่บนวงโคจรนอกสุด (*valence shell*) เท่านั้นที่สามารถสร้างพันธะได้

จากโครงสร้างอะตอมที่มีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นชั้น ในแต่ละชั้นจะมีระดับพลังงานเฉพาะตัว ชั้นที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมีระดับพลังงานต่ำสุด ส่วนชั้นที่อยู่ห่างนิวเคลียสมีระดับพลังงานสูงขึ้น จำนวนของอิเล็กตรอนสูงสุดในแต่ละระดับพลังงานมีได้เป็นจำนวนไม่เกิน $2n^2$ เมื่อ n แทน ระดับพลังงาน เช่น

n = 1 คือระดับพลังงานที่อยู่ใกล้นิวเคลียสที่สุด จำนวนอิเล็กตรอนที่มีได้สูงสุด $2x1^2 = 2$

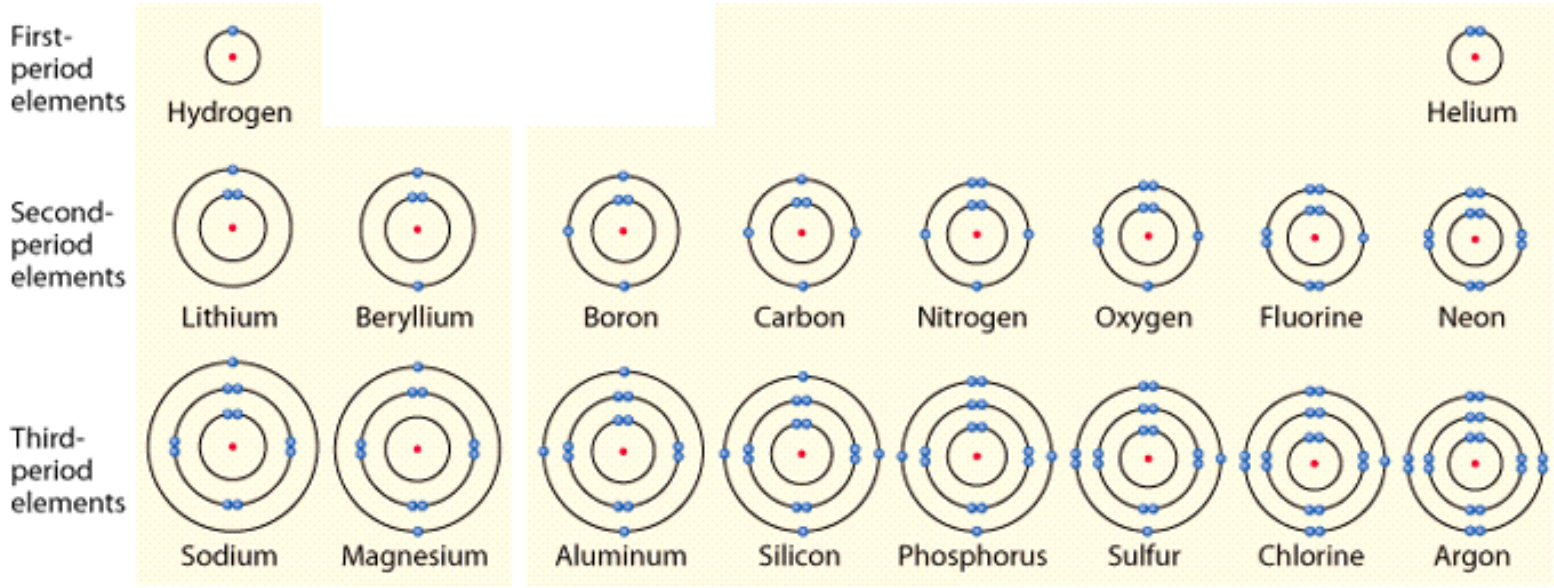
n = 2 คือระดับพลังงานที่ 2 จำนวนอิเล็กตรอนที่มีได้สูงสุด $2x2^2 = 8$

สำหรับอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานนอกสุดของอะตอมซึ่งเป็นระดับที่มีพลังงานสูงที่สุด จะเรียกว่า **"เวเลนซ์อิเล็กตรอน"** จะมีอิเล็กตรอนไม่เกิน 8 ระดับพลังงานหลัก มีได้ 7 ระดับ นับจาก นิวเคลียสออกไป มีชื่อเรียกดังตาราง

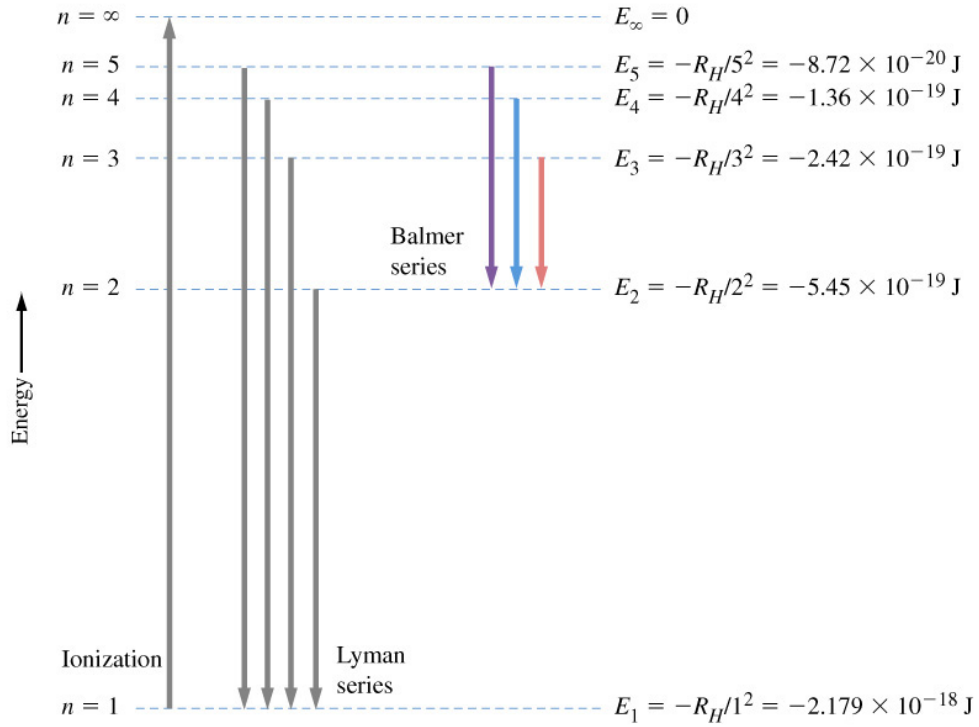
ตารางที่ 4.1 แสดงระดับพลังงานและจำนวนอิเล็กตรอนสูงสุด ของแต่ละชั้นรอบนิวเคลียส

	K	L	M	N	P	Q	R
ระดับพลังงาน (n)	1	2	3	4	5	6	7
จำนวนอิเล็กตรอนที่มีได้สูงสุด = $2n^2$	2	8	18	32	50	72	98

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานของธาตุต่างๆ ดังตาราง



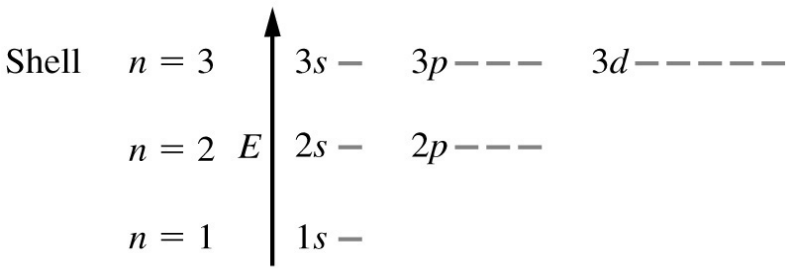
From *Conceptual Chemistry* by John Suchocki. Copyright © 2001 by Benjamin Cummings, an imprint of Addison Wesley



แผนภูมิแสดงค่าพลังงานในแต่ละระดับพลังงานหลัก

4.4 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย (Arrangement of Electron in Sublevels)

จากการศึกษาสเปกตรัมและกลศาสตร์ควอนตัมของคลื่น ทำให้ทราบว่า ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักเดียวกัน แบ่งเป็นระดับพลังงานย่อยต่างๆ อีกหลายระดับพลังงานย่อย ที่แทนด้วยสัญลักษณ์ตัวพิมพ์เล็ก ได้แก่ s, p, d, f, g subshell แต่ละระดับพลังงานย่อย มีจำนวนอิเล็กตรอนต่างกันตามออร์บิตัลที่มีอยู่ ดังรูป



ในระดับพลังงาน n=1 มี 1 ระดับพลังงานย่อย เขียนสัญลักษณ์เป็น 1s
ในระดับพลังงาน n=2 มี 2 ระดับพลังงานย่อย เขียนสัญลักษณ์เป็น 2s, 2p
ในระดับพลังงาน n=3 มี 3 ระดับพลังงานย่อย เขียนสัญลักษณ์เป็น 3s, 3p, 3d

ระดับพลังงานหลัก	ระดับพลังงานย่อย	จำนวนอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย	รวมจำนวนอิเล็กตรอนในระดับพลังงานใหญ่
n=1	1s	2	2
n=2	2s, 2p	2, 6	8
n=3	3s, 3p, 3d	2, 6,10	18
N=4	4s, 4p, 4d, 4f	2, 6, 10, 14	32
N=5	5s, 5p, 5d, 5f, 5g	2, 6, 10, 14, 18	50

ระดับพลังงานย่อยที่มีค่ามากจะมีจำนวนออร์บิตัลเชิงอะตอมดังนี้

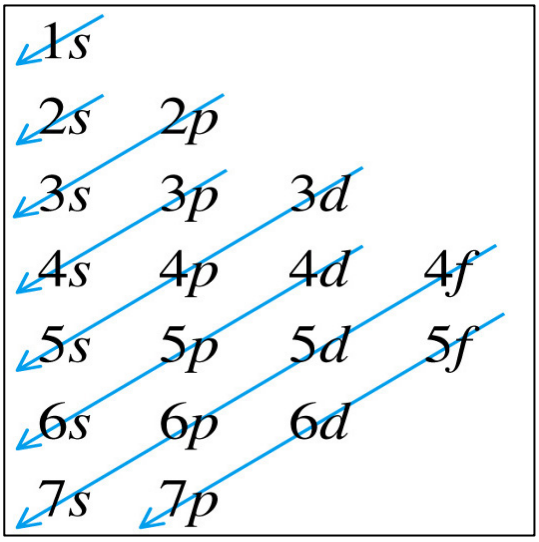
s - subshell มี 1 ออร์บิตัล p - subshell มี 3 ออร์บิตัล
d - subshell มี 5 ออร์บิตัล f - subshell มี 7 ออร์บิตัล
g - subshell มี 9 ออร์บิตัล

อิเล็กตรอนในอะตอมต่างๆ ในออร์บิทัลเชิงอะตอม มีการจัดเรียงตัว โดยอาศัยหลักเรียกว่า **Aufbau principle** สำหรับอะตอมที่มีความเสถียรมากที่สุด (มีพลังงานต่ำที่สุดคือที่สถานะพื้น) ดังนี้

1. การบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานต้องบรรจุในระดับพลังงาน (n) ที่ทำให้อะตอมมีพลังงานต่ำกว่าก่อนจนเต็มจึงต้องไปบรรจุในระดับพลังงานที่สูงขึ้นไป

2. การบรรจุอิเล็กตรอนลงไปในระดับพลังงานย่อยต่างๆ ต้องให้ได้พลังงานรวมต่ำที่สุด ซึ่งลำดับการบรรจุอิเล็กตรอนลงในระดับพลังงานย่อยต่างๆ ดังไปนี้

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s



แผนภูมิแสดงลำดับการเติมอิเล็กตรอนในออร์บิตัลของอะตอมที่มีอิเล็กตรอนจำนวนมาก

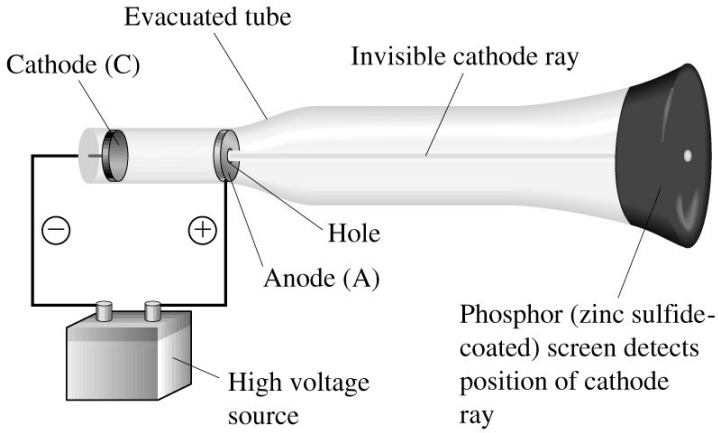
ตัวอย่างเช่น การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ

Mg มี 12 อิเล็กตรอน เขียนได้เป็น Mg : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

Ni มี 28 อิเล็กตรอน เขียนได้เป็น Ni : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$

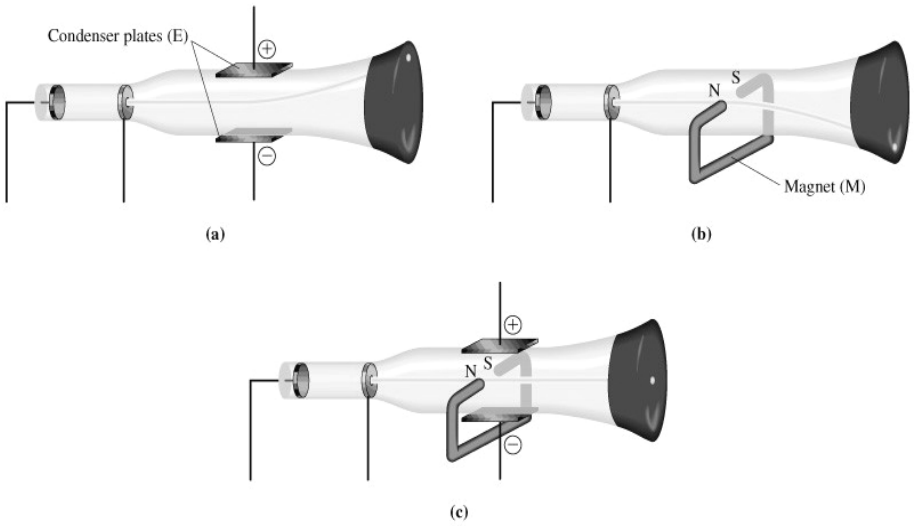
4.5 หลอดรังสีแคโทด (Cathode Rays Tube)

ในปี ค.ศ. 1830 เซอร์วิลเลียม ครูค ได้ประดิษฐ์เครื่องมือที่มีความสำคัญต่อการค้นพบอิเล็กตรอน คือหลอดรังสีแคโทด ที่เป็นหลอดแก้วสูญญากาศ ให้ดังรูป



เหะที่ต่อเข้าไปยังแบตเตอรี่ หลังจากนั้นผ่านรูเล็กๆ ที่ขั้วแอโนด (ขั้วลบ) เกิดการเรืองแสง

ในปี ค.ศ. 1897 เจ.เจ.ทอมสัน (1856-1940) ได้ศึกษาแนวคิดที่ว่า ก๊าซสามารถนำไฟฟ้าได้ จากผลการทดลองของไมเคิล ฟาราเดย์ ที่คิดว่าไฟฟ้าเป็นอนุภาค และถ้าสารใดๆ ต่างมีอะตอมเป็นองค์ประกอบแล้ว ถ้าให้กระแสไฟฟ้าจำนวนหนึ่งแก่สาร จะมีผลทำอะตอมส่วนหนึ่งหลุดออกมาได้ แสดงว่าในแต่ละอะตอมต้องมีอนุภาคไฟฟ้าติดอยู่ด้วย



เจ. เจ. ทอมสัน พบว่าเมื่อใช้หลอดแก้วสูญญากาศที่ภายในบรรจุก๊าซเพียงเล็กน้อย ซึ่งประกอบด้วยวงจรไฟฟ้ากระแสตรงที่มีความต่างศักย์ 1.0×10^4 โวลต์ ที่วางฉากเรืองแสงที่ฉาบด้วยซิงค์ซัลไฟต์(ZnS) ไว้ภายในหลอด ขั้วไฟฟ้าที่ต่อกับขั้วบวก เรียกว่า แอโนด และขั้วลบ เรียกว่าแคโทด เมื่อผ่านไฟฟ้าเข้าไปในหลอดพบว่า ก๊าซนำไฟฟ้าได้และเกิดลำแสงเส้นเรืองสีเขียวพุ่งออกจากแคโทดไปยังแอโนด เรียกลำแสงนี้ว่า **รังสีแคโทด** แสดงว่ารังสีนี้มีสมบัติเป็นประจุไฟฟ้าลบ เจ เจ ทอมสันจึงได้ตั้งสมมติฐานว่ารังสีแคโทดประกอบด้วยอนุภาค และใช้ชื่อว่า อิเล็กตรอน ตามที่สโตนนีเคยใช้มาก่อน การทดลองของทอมสันทำให้หาอัตราส่วนระหว่างประจุและมวล (e/m) ของ อิเล็กตรอนในรังสีแคโทดได้ โดยใช้สนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้า ดังรูป โดยทดลองให้รังสีแคโทดอยู่ในสนามแม่เหล็ก พบว่ารังสีเบนไปอีกทิศทางหนึ่ง ซึ่งตรงกันข้ามกับรังสีแคโทดที่อยู่ในสนามไฟฟ้า จะได้ว่าเมื่อรังสีแคโทดอยู่ในสนามไฟฟ้าหรือสนามแม่เหล็ก รังสีจะเบนไปจากแนวเดิม โดยรังสีจะวิ่งไปหาขั้วบวกของสนามไฟฟ้า ส่วนสนามแม่เหล็กนั้นรังสีวิ่งไปหาขั้วใต้ ดังนั้นเขาจึงผ่านสนามไฟฟ้าหรือสนามแม่เหล็กไปยังรังสีแคโทด แล้วใช้อีกสนามหนึ่งมาทำให้รังสีเบนกลับเป็นเส้นตรง

ค่าที่ได้คือ 1.75×10^8 คูลอมบ์ต่อกรัม และพบว่าไม่ว่าจะใช้แก๊สชนิดใดในหลอดรังสีแคโทด อัตราส่วนนี้ยังคงที่เสมอ แสดงว่าในอะตอมทุกชนิดมีอนุภาคเล็กๆ ของอิเล็กตรอนเหมือนกัน

4.6 ตารางธาตุ

ธาตุ (Elements) เป็นสารบริสุทธิ์ที่ประกอบด้วยอะตอมเพียงชนิดเดียว ไม่สามารถย่อยสลายให้เป็นสารอื่นได้โดยวิธีทางเคมี อะตอมของธาตุแต่ละชนิดจะเขียนแทนได้ด้วยสัญลักษณ์ (Symbol) เป็นภาษาอังกฤษ สำหรับธาตุใช้สัญลักษณ์ที่มีตัวอักษรสองตัว ให้เขียนอักษรตัวแรกเป็นตัวใหญ่และอักษรตัวถัดมาเป็นตัวเล็ก ทั้งนี้ขึ้นอยู่กับชื่อของธาตุนั้นๆ เช่น Ni ใช้แทนนิกเกล (Nickel) Cl ใช้แทนคลอรีน (Chlorine) Ca ใช้แทนแคลเซียม (Calcium) มีสัญลักษณ์ของธาตุบางชนิดที่ไม่สัมพันธ์กับชื่อภาษาอังกฤษ ได้แก่ Fe เป็นสัญลักษณ์ของเหล็ก (Iron) Pb เป็นสัญลักษณ์ของตะกั่ว (Lead) Au เป็นสัญลักษณ์ของทอง (Gold) Ag เป็นสัญลักษณ์ของเงิน (Silver) Sn เป็นสัญลักษณ์ของสังกะสี (Tin) Cu เป็นสัญลักษณ์ของทองแดง (Copper) และ Hg เป็นสัญลักษณ์ของปรอท (Mercury) ทั้งนี้เพราะโลหะเหล่านี้เป็นที่รู้จักกันมาแต่โบราณและใช้ชื่อภาษาลาตินมาแต่เดิม สัญลักษณ์ที่ใช้แทนจึงเป็นตัวย่อของภาษาลาติน ดังตารางที่ 4.2

ตารางที่ 4.2 ธาตุที่ใช้สัญลักษณ์มาจากภาษาลาติน

ชื่อของธาตุ	ชื่อภาษาลาติน	สัญลักษณ์
Antimony	*Stibium*	Sb
Copper	*Cuprum*	Cu
Gold	*Aurum*	Au
Iron	*Ferrum*	Fe
Lead	*Plumbum*	Pb
Potassium	*Kalium*	K
Silver	*Argentum*	Ag
Sodium	*Natrium*	Na
Tin	*Stannum*	Sn
Tungsten	*Wolfram*	W

จากที่ได้มีการค้นพบธาตุใหม่เพิ่มขึ้นเรื่อยๆ จึงเริ่มมีการคิดค้นเพื่อจัดการกับธาตุที่พบให้เป็นระบบมาตั้งแต่ต้นปีศตวรรษที่ 19 เมื่อนักเคมีพบว่ามีหลายธาตุที่มีสมบัติทางเคมีและทางกายภาพที่คล้ายกัน ซึ่งได้นำไปสู่การพัฒนาตารางธาตุในปัจจุบัน

➢ **ตารางธาตุ (Periodic table)** เป็นตารางที่แสดงสัญลักษณ์และสมบัติของธาตุ มีการจัดหมวดหมู่ของธาตุอย่างมีระบบ วิวัฒนาการของการจัดธาตุในตารางตามลำดับปีคริสต์ศักราช ดังนี้

1. **เดอเบอไรเนอร์, โยฮันน์ วอฟกัน** (Döbereiner, Johann Wolfgang) (1780-1849) เป็นนักเคมีชาวเยอรมัน ในปี ค.ศ. 1817 เดอเบอไรเนอร์ ได้เสนอการจัดกลุ่มของธาตุแบบ กฎชุดสาม (Law of Triads) โดยพบว่าสมบัติของธาตุสามธาตุ คือ แคลเซียม แบเรียม และสทรอนเทียม มีสมบัติคล้ายกันมาก มวลอะตอมของสทรอนเทียมจะอยู่ระหว่างแคลเซียมกับแบเรียม จึงจัดธาตุทั้งสามไว้ในชุดเดียวกัน เรียกว่า “ชุดสาม” (Triad) และยังพบธาตุชุดสามแบบนี้อีกเจ็ดกลุ่ม โดยแต่ละกลุ่มที่พบนั้น ธาตุที่อยู่ตรงกลางจะมีมวลอะตอมประมาณครึ่งหนึ่งของธาตุที่หนึ่งและสาม แนวคิดของเดอเบอไรเนอร์ไม่ได้รับความนิยมมากนัก แต่ก็เป็นแนวทางในการเริ่มศึกษาเรื่องตารางธาตุ

ตัวอย่างของการจัดกลุ่มของเดอเบอไรเนอร์

	ชุดสามที่ 1		**ชุดสามที่ 2**		**ชุดสามที่ 3**	
ลำดับธาตุ	**ชื่อธาตุ**	**มวลอะตอม**	**ชื่อธาตุ**	**มวลอะตอม**	**ชื่อธาตุ**	**มวลอะตอม**
ธาตุที่หนึ่ง	Ca	40.1	Li	6.9	Cl	35.5
ธาตุที่สาม	Ba	137.3	K	39.1	I	126.9
	มวลเฉลี่ย	**88.7**	**มวลเฉลี่ย**	**23.0**	**มวลเฉลี่ย**	**81.2**
ธาตุที่สอง	Sr	87.6	Na	23.0	Br	79.9

2. นิวแลนด์, จอห์น เอ อาร์ (Newlands, John A. R.) (1837-1898) ในปี ค.ศ. 1867 นักเคมีชาวอังกฤษ ได้จัดหมวดหมู่ของธาตุเป็นอนุกรรมโดยเรียงลำดับตามมวลอะตอมที่เพิ่มขึ้นในแนวนอน พบว่าธาตุตัวที่ 8 มีสมบัติคล้ายธาตุตัวแรกของอนุกรม นิวแลนด์ได้เรียกอนุกรมนี้ว่า **‘the Law of Octaves’** แต่กฎดังกล่าวใช้ไม่ได้กับธาตุหลังแคลเซียมเป็นต้นไป

3. เมนเดเลเอฟ, ดมิทรี อิวาโนวิช (Mendeleyev, D.I.) (1834-1907) นักเคมีชาวรัสเซีย และ**ไมเออร์, ยูลิอุส โลทาร์** (Meyer, J.L.) (1830-1895)

เมนเดเลเอฟ ได้พัฒนากฎพีริออดิก (periodic law) โดยอาศัยสมบัติทางเคมีของธาตุ เรียงลำดับตามน้ำหนักอะตอม ในปี ค.ศ. 1869 เขาได้นำเสนอตารางธาตุขึ้นครั้งแรกในเวลาใกล้เคียงกับ **ไมเออร์, ยูลิอุส โลทาร์**

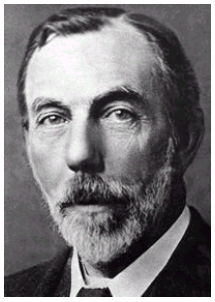
ไมเออร์ นักฟิสิกส์ชาวเยอรมัน ได้ให้ความสนใจในการจัดตารางธาตุอาศัยสมบัติทางกายภาพของธาตุ เช่น จุดหลอมเหลว ปริมาตรเชิงอะตอม (atomic volume) และได้นำเสนอตารางธาตุในปี ค.ศ. 1870

เมนเดเลเอฟนำเสนอตารางธาตุ ดังรูปที่ 4.8 เรียงลำดับตามน้ำหนักอะตอมจากน้อยไปมาก ดังกฎพีริออดิกที่ว่า “สมบัติทางเคมีและทางกายภาพของธาตุเป็นฟังก์ชันพีริออดิกแบบเป็นคาบๆ กับน้ำหนัก” ต่อมาเมนเดเลเอฟได้รับการเสนอชื่อเข้ารับรางวัลโนเบลในปี ค.ศ. 1906

REIHEN	GRUPPE I. — R^2O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R^2O^3	GRUPPE IV. RH^4 RO^2	GRUPPE V. RH^3 R^2O^5	GRUPPE VI. RH^2 RO^3	GRUPPE VII. RH R^2O^7	GRUPPE VIII. — RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

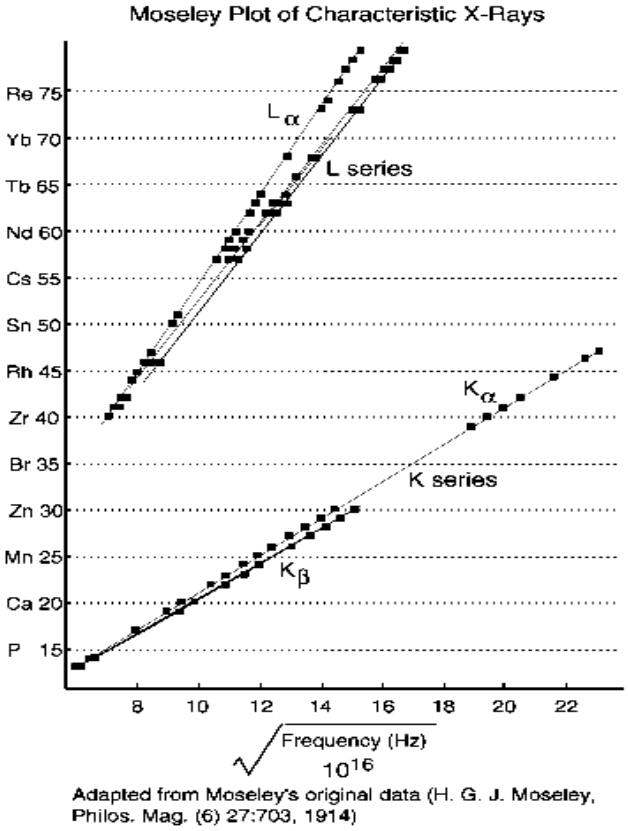
รูปที่ 4.8 ตารางธาตุของเมนเดลิอีฟ ในปี ค.ศ. 1872 ส่วนที่เว้นว่างไว้สำหรับธาตุที่ยังไม่พบในขณะนั้น และทำนายสมบัติของธาตุดังกล่าวได้อย่างถูกต้องในเวลาต่อมา สัญลักษณ์ที่อยู่ด้านบนของแต่ละช่อง (เช่น R^2O และ RH^4) เป็นสูตรโมเลกุลที่เขียนในปีทศวรรษ

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



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

5. โมสลีย์, เฮนรี จี เจ (Moseley, Henry G. J.) (1887-1915) นักเคมีชาวอังกฤษ เป็นลูกศิษย์ของรัทเทอร์ฟอร์ด ในปี ค.ศ. 1913 ได้ศึกษาโครงสร้างอะตอมของธาตุต่างๆ จากเส้นสเปกตรัมของรังสีเอกซ์ และได้ค้นพบจำนวนของประจุบวกในนิวเคลียส เป็นที่มาของเลขเชิงอะตอม โดยมีความสัมพันธ์ระหว่างความถี่ของเส้นสเปกตรัมและเลขเชิงอะตอมของธาตุเป็นสมการเชิงเส้น ดังรูปที่ 1.2 โดยรากที่สองของความถี่ของเส้นสเปกตรัมจะเพิ่มขึ้นเป็นค่าคงที่จากธาตุหนึ่งไปยังอีกธาตุหนึ่งตามลำดับ จากการศึกษาเลขเชิงอะตอมของธาตุทำให้สามารถแก้ปัญหาเรื่องการเรียงลำดับธาตุที่ไม่เป็นระบบตามน้ำหนักอะตอมได้



รูปที่ 4.9 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างความถี่ของเส้นสเปกตรัมและเลขเชิงอะตอมของธาตุ

4.7 การจัดตารางธาตุ

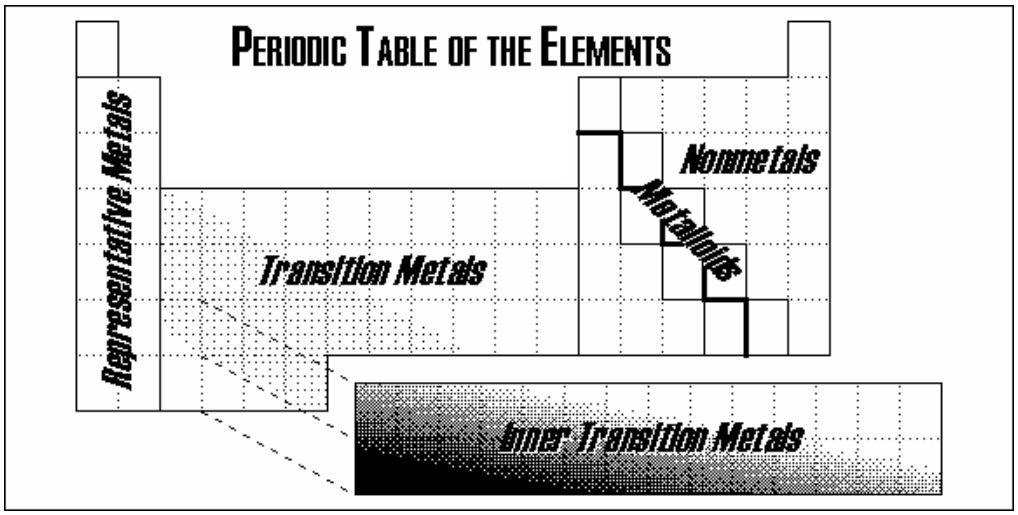
ตารางธาตุในปัจจุบัน ในตารางมีการจัดเรียงธาตุตามลำดับแนวนอน ซึ่งเรียกว่า**คาบ (periods)** แต่ละคาบมีความยาวแตกต่างกัน ส่วนในแนวดิ่งของตารางเรียกว่า **หมู่ (groups)** โดยมีความสัมพันธ์กับสมบัติของธาตุทั้งทางเคมีและทางกายภาพตาม**กฎพีริออดิก**ที่ว่า **"เมื่อนำธาตุมาเรียงลำดับเป็นหมวดหมู่จากเลขเชิงอะตอมน้อยไปหามาก สมบัติทางเคมีและทางกายภาพจะแปรผันไปอย่างพีริออดิกตามเลขเชิงอะตอมที่เพิ่มขึ้น"**

The Periodic Table of the Elements

1 **H** Hydrogen 1.00794																	2 **He** Helium 4.003
3 **Li** Lithium 6.941	4 **Be** Beryllium 9.012182											5 **B** Boron 10.811	6 **C** Carbon 12.0107	7 **N** Nitrogen 14.00674	8 **O** Oxygen 15.9994	9 **F** Fluorine 18.9984032	10 **Ne** Neon 20.1797
11 **Na** Sodium 22.989770	12 **Mg** Magnesium 24.3050											13 **Al** Aluminum 26.981538	14 **Si** Silicon 28.0855	15 **P** Phosphorus 30.973761	16 **S** Sulfur 32.066	17 **Cl** Chlorine 35.4527	18 **Ar** Argon 39.948
19 **K** Potassium 39.0983	20 **Ca** Calcium 40.078	21 **Sc** Scandium 44.955910	22 **Ti** Titanium 47.867	23 **V** Vanadium 50.9415	24 **Cr** Chromium 51.9961	25 **Mn** Manganese 54.938049	26 **Fe** Iron 55.845	27 **Co** Cobalt 58.933200	28 **Ni** Nickel 58.6934	29 **Cu** Copper 63.546	30 **Zn** Zinc 65.39	31 **Ga** Gallium 69.723	32 **Ge** Germanium 72.61	33 **As** Arsenic 74.92160	34 **Se** Selenium 78.96	35 **Br** Bromine 79.904	36 **Kr** Krypton 83.80
37 **Rb** Rubidium 85.4678	38 **Sr** Strontium 87.62	39 **Y** Yttrium 88.90585	40 **Zr** Zirconium 91.224	41 **Nb** Niobium 92.90638	42 **Mo** Molybdenum 95.94	43 **Tc** Technetium (98)	44 **Ru** Ruthenium 101.07	45 **Rh** Rhodium 102.90550	46 **Pd** Palladium 106.42	47 **Ag** Silver 107.8682	48 **Cd** Cadmium 112.411	49 **In** Indium 114.818	50 **Sn** Tin 118.710	51 **Sb** Antimony 121.760	52 **Te** Tellurium 127.60	53 **I** Iodine 126.90447	54 **Xe** Xenon 131.29
55 **Cs** Cesium 132.90545	56 **Ba** Barium 137.327	57 **La** Lanthanum 138.9055	72 **Hf** Hafnium 178.49	73 **Ta** Tantalum 180.9479	74 **W** Tungsten 183.84	75 **Re** Rhenium 186.207	76 **Os** Osmium 190.23	77 **Ir** Iridium 192.217	78 **Pt** Platinum 195.078	79 **Au** Gold 196.96655	80 **Hg** Mercury 200.59	81 **Tl** Thallium 204.3833	82 **Pb** Lead 207.2	83 **Bi** Bismuth 208.98038	84 **Po** Polonium (209)	85 **At** Astatine (210)	86 **Rn** Radon (222)
87 **Fr** Francium (223)	88 **Ra** Radium (226)	89 **Ac** Actinium (227)	104 **Rf** Rutherfordium (261)	105 **Db** Dubnium (262)	106 **Sg** Seaborgium (263)	107 **Bh** Bohrium (262)	108 **Hs** Hassium (265)	109 **Mt** Meitnerium (266)	110 (269)	111 (272)	112 (277)	113	114				

58 **Ce** Cerium 140.116	59 **Pr** Praseodymium 140.90765	60 **Nd** Neodymium 144.24	61 **Pm** Promethium (145)	62 **Sm** Samarium 150.36	63 **Eu** Europium 151.964	64 **Gd** Gadolinium 157.25	65 **Tb** Terbium 158.92534	66 **Dy** Dysprosium 162.50	67 **Ho** Holmium 164.93032	68 **Er** Erbium 167.26	69 **Tm** Thulium 168.93421	70 **Yb** Ytterbium 173.04	71 **Lu** Lutetium 174.967
90 **Th** Thorium 232.0381	91 **Pa** Protactinium 231.03588	92 **U** Uranium 238.0289	93 **Np** Neptunium (237)	94 **Pu** Plutonium (244)	95 **Am** Americium (243)	96 **Cm** Curium (247)	97 **Bk** Berkelium (247)	98 **Cf** Californium (251)	99 **Es** Einsteinium (252)	100 **Fm** Fermium (257)	101 **Md** Mendelevium (258)	102 **No** Nobelium (259)	103 **Lr** Lawrencium (262)

1995 IUPAC masses and Approved Names from http://www.chem.qmw.ac.uk/iupac/AtWt/
masses for 107-111 from C&EN, March 13, 1995, p. 35
112 from http://www.gsi.de/z112e.html



คาบ ในตารางธาตุมีทั้งหมด 7 คาบ โดยมีจำนวนธาตุในแต่ละคาบแตกต่างกัน ดังตารางที่ 1.2 พบว่าเริ่มตั้งแต่คาบที่ 4 เป็นต้นไป จะมีธาตุทรานซิชัน (transition elements) ประกอบอยู่ด้วย

ตารางที่ 1.3 พีริออดิกของธาตุในตารางธาตุตามคาบ

คาบที่	จำนวนของธาตุ
1	2
2	8
3	8
4	18
5	18
6	32
7	32

หมู่ เป็นชื่อเรียกสำหรับธาตุในตารางธาตุที่อยู่ในแนวดิ่งเดียวกัน มีทั้งหมด 18 หมู่ การเรียกชื่อแต่ละหมู่ มีสองวิธีคือ

1. ทางการค้า ชื่อเรียกแต่ละหมู่จะใช้ตัวเลขโรมัน และตัวอักษร A และ B กำกับ เช่น IA IIA IIIB เป็นต้น

2. ระบบ IUPAC (The International Union of Pure and Applied Chemistry) มีการเรียกชื่อใหม่ตามระบบจำนวนนับ คือหมู่ที่ 1-18

ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกัน จะมีจำนวนอิเล็กตรอนที่อยู่ในรอบนอกสุด หรือ "วาเลนซ์อิเล็กตรอน" เท่ากับตัวเลขของหมู่นั้นๆ[α] เช่น โลหะในหมู่ที่ 1 หรือ IA

ธาตุหมู่ 1	จำนวนอิเล็กตรอน	การจัดเรียงอิเล็กตรอน**	วาเลนซ์-อิเล็กตรอน
ลิเทียม, Li	3	$1s^2$ **$2s^1$**	1
โซเดียม, Na	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ **$3s^1$**	1
โปแตสเซียม, K	19	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ **$4s^1$**	1
รูบิเดียม, Rb	37	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2 4p^6$ **$5s^1$**	1

** อิเล็กตรอนที่อยู่วงนอกสุดจะพิมพ์ตัวหนา

ลิเทียม (Li) มีอิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน และวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับหนึ่ง เป็นธาตุที่อยู่ในหมู่ที่ IA เช่นเดียวกับ โซเดียม (Na) มีอิเล็กตรอน 11 อิเล็กตรอน มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1 เป็นต้น

4.8 ลักษณะที่สำคัญของแต่ละหมู่

โลหะ

Li
Na
K
Rb
Cs
Fr

หมู่ที่ 1 (IA) โลหะแอลคาไล (Alkali metals)

- มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1
- ทำปฏิกิริยากับน้ำเย็นได้สารละลายเบสแอลคาไลไฮดรอกไซด์
- มีความเป็นโลหะสูง สามารถดึงเป็นเส้นได้
- ไฮโดรเจนไม่จัดเป็นโลหะแอลคาไล

[α] เกณฑ์นี้ไม่สามารถใช้ได้กับธาตุทรานซิชัน

Be
Mg
Ca
Sr
Ba
Ra

หมู่ที่ 2 (IIA) โลหะแอลคาไลน์ เอิร์ธ (Alkaline earth metals)

- มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 2 ได้แก่ Be Mg Ca Sr Ba Ra
- มีความเป็นโลหะสูง สามารถดึงเป็นเส้นได้
- ในธรรมชาติไม่พบธาตุที่เป็นอิสระ
- สามารถเกิดสารประกอบแอลคาไลน์ออกไซด์และไฮดรอกไซด์

หมู่ที่ 3-12 (IIIB-VIIIB,IB-IIB) โลหะทรานซิชัน (Transition metals)

- มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 2
- มีเลขออกซิเดชันมากกว่าหนึ่งค่า
- สามารถทำปฏิกิริยากับออกซิเจนได้สารประกอบออกไซด์
- เกิดสารประกอบส่วนใหญ่มีสี
- มีธาตุทรานซิชันชั้นในประกอบด้วย

โลหะทรานซิชันชั้นใน (Inner transition metals) หรือ โลหะแรร์เอิร์ธ (Rare earth metals)

- ธาตุหนักอยู่ในสองแถวตอนล่างของตารางธาตุ
- มีอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน ในวงนอก
- เลขออกซิเดชันเริ่มต้นที่ค่า +3
- ประกอบด้วยอนุกรม 2 อนุกรม คือ
  1. ***อนุกรมแลนธาไนด์ (Lanthanide series)*** ธาตุที่ 57-71
     - เป็นธาตุในคาบที่ 6
     - โลหะที่นำไฟฟ้าได้สูง
  2. ***อนุกรมแอกทิไนด์ (Actinide series)*** ธาตุที่ 89-103
     - เป็นธาตุในคาบที่ 7
     - โลหะในอนุกรมนี้ทั้งหมดเป็นธาตุกัมมันตภาพรังสี

อโลหะ

B
Al
Ga
In
Ti

หมู่ที่ 13 (IIIA) หมู่โบรอน (Boron family)

- มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 3
- อลูมิเนียม (Al) เป็นโลหะที่พบส่วนใหญ่
- ใช้ในการแก้น้ำกระด้าง
- ใช้ทำสารกึ่งตัวนำ

หมู่ที่ 14 (IVA) หมู่คาร์บอน (Carbon family)

- มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 4 ได้แก่ C Si Ge Sn Pb
- ซิลิคอน (Si) เป็นธาตุกึ่งโลหะ เป็นธาตุที่พบมาก
- พบในเพชรและกราไฟต์

N
P
As
Sb
Bi

หมู่ที่ 15 (VA) หมู่ไนโตรเจน (Nitrogen family)

- มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 5
- ไนโตรเจนเป็นธาตุที่พบในก๊าซมากที่สุดในธรรมชาติ
- ส่วนใหญ่เป็นสารประกอบโควาเลนท์

O
S
Se
Te
Po

หมู่ที่ 16 (VIA) หมู่ออกซิเจน (Oxygen family)

- มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 6
- มีออกซิเจนเป็นธาตุที่พบมากที่สุดในธรรมชาติ
- ออกซิเจนเป็นธาตุที่ใช้ในการเผาไหม้

F
Cl
Br
I
At

หมู่ที่ 17 (VIIA) หมู่แฮโลเจน (Halogen family)

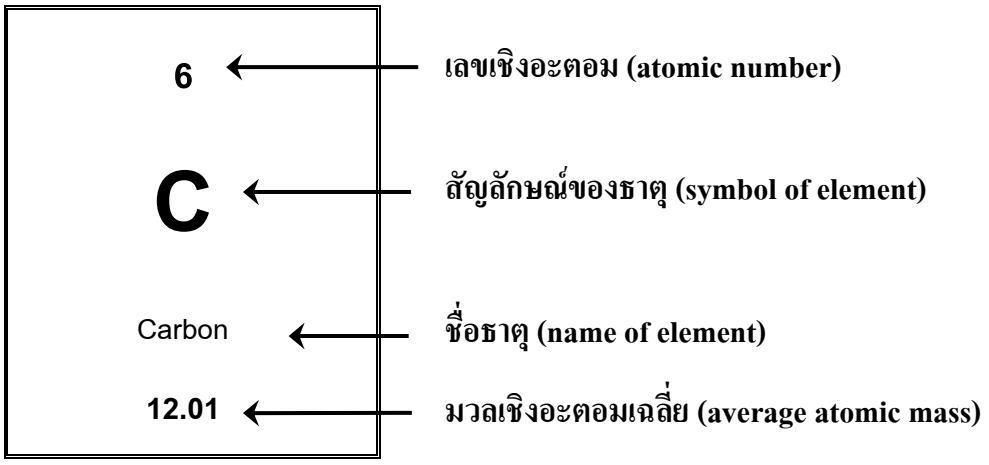
- มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 7
- แฮโลเจนสามารถทำปฏิกิริยากับโลหะได้สารประกอบเกลือ
- ธาตุทุกธาตุในหมู่แฮโลเจนเป็นอโลหะ
- ฟลูออรีนและคลอรีน มีสถานะเป็นก๊าซที่อุณหภูมิห้อง

He
Ne
Ar
Kr

หมู่ที่ 18 (VIIIA) หมู่ก๊าซเฉื่อย (Nobel gasses family)

- มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8
- มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนครบแปด จึงไม่สามารถทำปฏิกิริยากับธาตุอื่นได้อีก นิยมใช้ป้องกันการเกิดปฏิกิริยาของโลหะ
- ทุกธาตุเป็นก๊าซไม่มีสี

➢ **การอ่านตารางธาตุ** เมื่อพิจารณาตารางธาตุ พบว่าในช่องของแต่ละธาตุประกอบด้วย ชื่อ สัญลักษณ์ เลขเชิงอะตอม และมวลเชิงอะตอม ดังตัวอย่างเช่น



เลขเชิงอะตอม เป็นจำนวนโปรตอนในนิวเคลียสของอะตอมของธาตุนั้นๆ ซึ่งมีค่าเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนในอะตอมด้วย ในตารางธาตุมีทั้งหมด 7 คาบ

มวลเชิงอะตอมเฉลี่ย เป็นตัวเลขแสดงมวลของอะตอมของธาตุ โดยเปรียบเทียบกับมวลของอะตอมของธาตุมาตรฐาน ทั้งนี้เนื่องจากมวลของอะตอมแต่ละธาตุมีค่าน้อยทำให้ไม่สามารถชั่งน้ำหนักได้โดยตรง เช่น ไฮโดรเจนมีมวลของอะตอม 1.66×10^{-24} กรัม ออกซิเจนมีมวลของอะตอม 2.65×10^{-24} กรัม ดังนั้น**ดาลตัน**จึงเสนอให้หามวลของอะตอมจากการเปรียบเทียบกับมวลเชิงอะตอมของธาตุไฮโดรเจน โดยกำหนดหน่วยเป็น**หน่วยมวลอะตอม** (amu[ฑ], atomic mass unit) โดยที่ให้ไฮโดรเจน 1 อะตอม มีมวลเป็น 1 หน่วยมวล

[ฑ] 1 amu = 1 D (Dalton) คำนวณจากเลขอะโวกาโด (6.022×10^{-23})

$$\text{มวลเชิงอะตอมของธาตุ} = \frac{\text{มวลของธาตุ 1 อะตอม}}{\text{มวลของไฮโดรเจน 1 อะตอม}}$$

ต่อมานักวิทยาศาสตร์ได้มีข้อตกลงใช้**คาร์บอน-12**[เป็นอะตอมของธาตุมาตรฐานในการเปรียบเทียบมวลเชิงอะตอม เพราะคาร์บอนสามารถทำปฏิกิริยากับธาตุอื่นๆ เกิดเป็นสารประกอบได้จำนวนมาก โดยกำหนดให้

หนึ่งอะตอมของคาร์บอน-12 มีมวล = 12 หน่วยมวลอะตอม (amu)

$$1 \text{ amu} = \frac{\text{มวลเชิงอะตอมของคาร์บอน-12}}{12}$$

$$= 1.66 \times 10^{-24} \text{ กรัม}$$

ดังนั้นค่าของมวลเชิงอะตอมของธาตุใดๆ จึงเขียนเป็นความสัมพันธ์ได้ดังนี้

$$\text{มวลเชิงอะตอมของธาตุ} = \frac{\text{มวลเชิงอะตอมของธาตุ 1 อะตอม}}{\text{1/12 มวลเชิงอะตอมของคาร์บอน-12}}$$

แต่ละธาตุในธรรมชาตินั้นมีหลายไอโซโทป และแต่ละไอโซโทปก็มีปริมาณที่แตกต่างกัน และเพื่อให้สอดคล้องกับค่ามวลเชิงอะตอมของธาตุที่ปรากฏในธรรมชาติ ค่ามวลเชิงอะตอมของธาตุใดๆ ในตารางธาตุจึงเป็นค่ามวลเชิงอะตอมเฉลี่ยที่ขึ้นอยู่กับค่ามวลเชิงอะตอมและปริมาณของแต่ละไอโซโทปที่พบในธรรมชาติ ปัจจุบันนักวิทยาศาสตร์หามวลเชิงอะตอมและปริมาณของไอโซโทปของธาตุโดยใช้เครื่องมือที่เรียกว่า ***แมสสเปกโตรมิเตอร์ (massspectrometer)*** เพื่อให้ได้ค่าที่แน่นอนและมีความถูกต้องสูง

$$\text{มวลเชิงอะตอมของธาตุ} = \frac{\sum (\text{มวลธาตุ} \times \text{ปริมาณ\%ของไอโซโทป})}{100}$$

[C-12 เป็นคาร์บอนไอโซโทปที่มีปริมาณมากที่สุดในธรรมชาติ

ตัวอย่างเช่นการคำนวณหามวลเชิงอะตอมของคาร์บอน จากข้อมูลต่อไปนี้

ไอโซโทป	มวลอะตอม	%ที่มีอยู่ในธรรมชาติ
^{12}C	12.00000	98.89%
^{13}C	13.00335	1.11%

$$\text{มวลอะตอมของธาตุคาร์บอน} = \frac{(12.0000 \times 98.93) + (13.00335 \times 1.11)}{100}$$

$$= 12.01 \text{ amu}$$

4.9 ประโยชน์ของตารางธาตุ

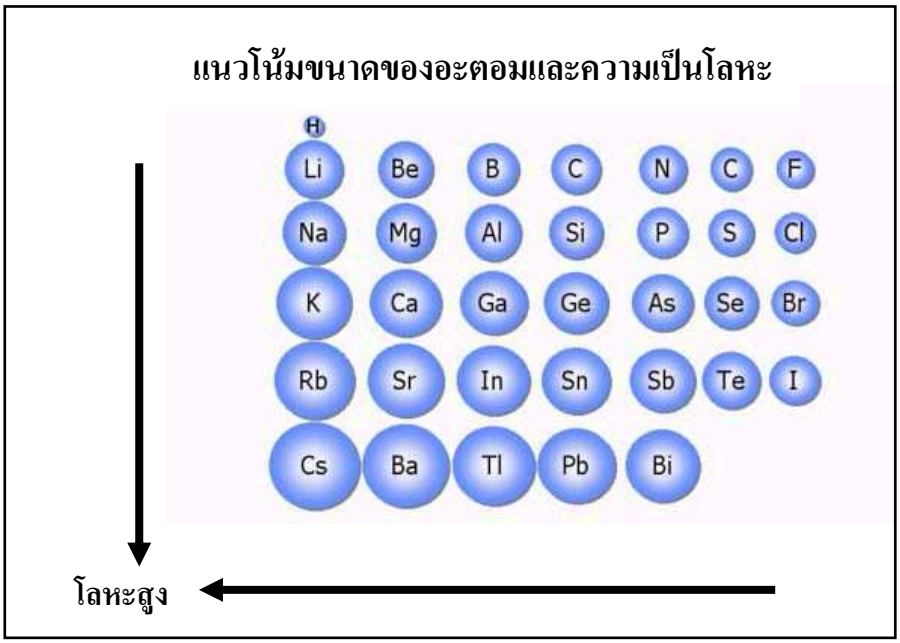
ธาตุในตารางธาตุมีความสัมพันธ์กัน ตามสมบัติที่สำคัญๆ ในแต่ละหมู่ แต่ละคาบ สามารถพิจารณาถึงแนวโน้มของธาตุต่างๆ ได้ และยังนำมาใช้ประโยชน์ในการทำนายสมบัติของธาตุ สูตรของสารประกอบ ตลอดจนการเกิดสารประกอบได้อีกด้วย เช่น ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันเมื่อเกิดเป็นสารประกอบจะมีสูตรของสารประกอบคล้ายกัน ดังเช่น แคลเซียมและเรเดียมเป็นธาตุที่อยู่ในหมู่ IIA เช่นเดียวกัน เมื่อเกิดการรวมตัวกับโบรมีน จะได้สารประกอบแคลเซียมโบรไมด์ ($CaBr_2$) และเรเดียมโบรไมด์ ($RaBr_2$) ตามลำดับ ซึ่งความสัมพันธ์ของธาตุนั้นทำได้โดยการเปรียบเทียบจากซ้ายไปขวา และจากบนลงล่างของตารางธาตุ สมบัติที่สำคัญของธาตุ ได้แก่

1. สมบัติการนำไฟฟ้า

ธาตุที่มีความสามารถในการนำไฟฟ้าได้ดี จะมีความเป็นโลหะสูง ส่วนธาตุที่ไม่นำไฟฟ้า เป็นพวกอโลหะ เมื่อพิจารณาจากธาตุในตารางธาตุพบว่าถ้าแบ่งตามเกณฑ์การนำไฟฟ้าได้ 3 จำพวก คือ โลหะ (metal) อโลหะ (non-metal) และกึ่งโลหะ (metalloid) ซึ่งนำไฟฟ้าได้เฉพาะที่อุณหภูมิสูง จึงมักนิยมใช้เป็นสารกึ่งตัวนำ (semiconductors) แนวโน้มความเป็นโลหะจะลดลงจากซ้ายไปขวา *แต่*นำไฟฟ้าเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง เมื่อเลขเชิงอะตอมเพิ่มขึ้น

2. ขนาดอะตอมและไอออน

ขนาดอะตอมและไอออนของธาตุ ใช้รัศมีอะตอม (atom radius) เป็นตัวกำหนดขนาด ซึ่งรัศมีอะตอมหาได้จากระยะห่างระหว่างอะตอมหนึ่งถึงอีกอะตอมหนึ่งของ



3. พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization energy)

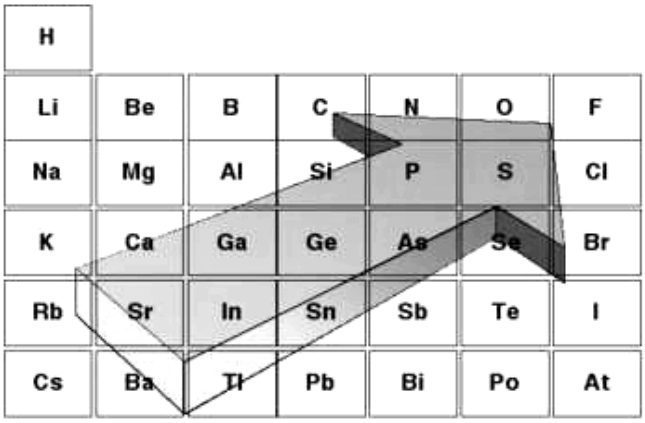
พลังงานไอออไนเซชันหมายถึงพลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนจากอะตอมอิสระในสถานะก๊าซที่สภาวะพื้น ทำให้เกิดเป็นไอออนบวก หรือ พลังงานที่ใช้ในการแตกตัวเป็นไอออนของอะตอมอิสระนั่นเอง เขียนเป็นสมการทั่วไปได้ดังนี้

$$\text{พลังงาน} + M_{(g)} \rightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$$

พลังงานไอออไนเซชันของอะตอมมีได้หลายค่า ขึ้นอยู่กับว่าดึงอิเล็กตรอนตัวใด พลังงานไอออไนเซชันที่ดึงอิเล็กตรอนตัวที่อยู่ไกลจากนิวเคลียสมากที่สุด (พลังงานไอออไนเซชันที่หนึ่ง) จะมีค่าต่ำที่สุด และมีแนวโน้มเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ (ตามหัวลูกศร) ทั้งนี้เพราะขนาดของอะตอมที่เล็กลงทำให้นิวเคลียสสามารถดึงดูดอิเล็กตรอนไว้ได้ดี ดังตาราง

พลังงานไอออนไนเซชันที่หนึ่ง

พลังงานที่ใช้ดึงอิเล็กตรอนตัวแรกออกจากอะตอม



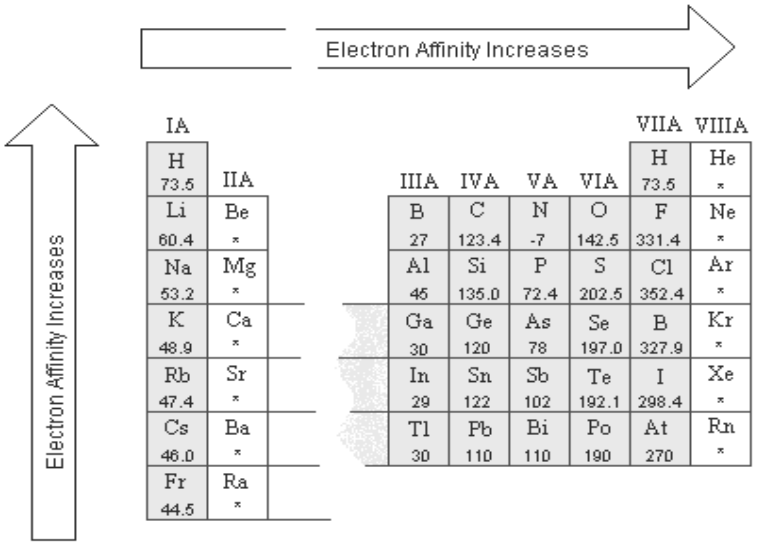
4. สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron Affinity)

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนหมายถึงพลังงานที่เปลี่ยนไปเมื่ออะตอมในสถานะก๊าซรับอิเล็กตรอนเข้าไปหนึ่งตัว ทำให้เกิดเป็นไอออนลบ ดังสมการทั่วไป

$$M_{(g)} + e^- \longrightarrow M^-_{(g)} + \text{พลังงาน}$$

ดังเช่นฟลูออรีนเมื่อรับหนึ่งอิเล็กตรอน จะเกิดเป็นฟลูออไรด์และทำให้เกิดการเปลี่ยนแปลงพลังงานโดยคายพลังงานออกมาเท่ากับ 331.4 kJ/mol

$$F_{(g)} + e^- \longrightarrow F^-_{(g)} \qquad \Delta H^\circ = 331.4 \text{ kJ/mol}$$

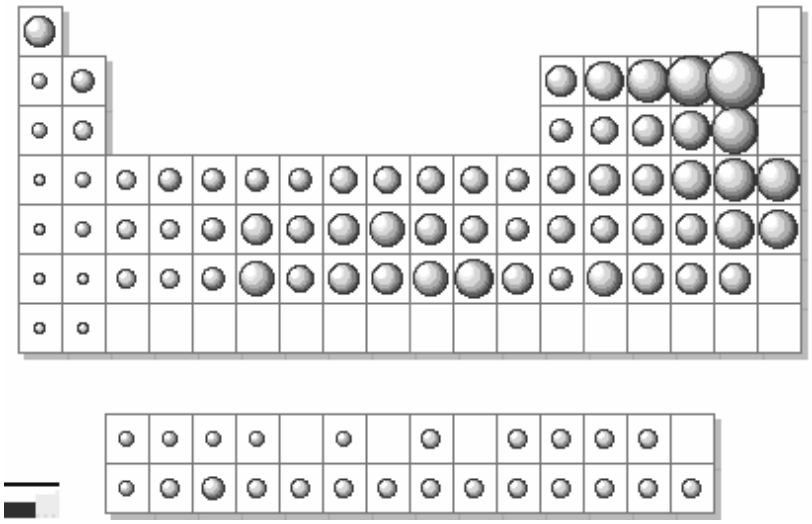


แนวโน้มสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุในตารางจะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา และลดลงจากบนลงล่างของตารางธาตุ

5. อิเล็กโตรเนกาติวิตี (Electronegativity)

อิเล็กโตรเนกาติวิตีเป็นความสามารถของอะตอมในการดึงดูดอิเล็กตรอนเข้าหาตัวมันเอง เป็นสมบัติที่สำคัญในการพิจารณาการเกิดพันธะภายในโมเลกุล ซึ่งไม่สามารถวัดได้โดยตรง ในปี ค.ศ. 1930 ไลนัส พอลิง (Linus Pauling, 1901-1994) นักเคมีชาวอเมริกัน ได้ศึกษาเกี่ยวกับการดึงดูดของอะตอมกับอิเล็กตรอน และได้รับรางวัลโนเบลในปี ค.ศ. 1954 ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนเข้าหาตัวมันเองนั้นทำให้เกิดพันธะได้

แนวโน้มของค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุในตารางธาตุ จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาและลดลงจากบนลงล่าง เช่นเดียวกับค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน



เมื่อพิจารณาความแตกต่างของอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุที่เกิดเป็นโมเลกุลสามารถทำนายพันธะภายในของโมเลกุลได้ ทำให้แบ่งประเภทของพันธะภายในโมเลกุลได้ดังตาราง

ตารางที่ 4.4 แสดงการจำแนกประเภทของพันธะตามผลต่างของ EN

ผลต่างของ EN ระหว่างอะตอม	ชนิดของพันธะ
ต่ำกว่า 0.5	non-polar covalent
0.5 - 1.9	polar covalent
มากกว่า 1.9	ionic

1. พันธะไอออนิก (Ionic bond) เป็นพันธะที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอมที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่างกันมากๆ ได้แก่ พันธะระหว่างโลหะกับอโลหะ โลหะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่ำจึงสูญเสียอิเล็กตรอนให้กับอโลหะที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง ทำให้เกิดเป็นประจุบวกและลบตามลำดับ

2. พันธะโควาเลนท์ (Covalent bond) เป็นพันธะที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอมที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีเท่ากันหรือใกล้เคียงกัน ได้แก่ พันธะระหว่างโลหะกับโลหะ พันธะระหว่างอโลหะด้วยกันเอง เกิดการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันระหว่างนิวเคลียสทั้งสอง

พันธะ	ผลต่างของ EN	อะตอมที่เป็นลบ	ชนิดของพันธะ
H - H	0.0	N/A	pure covalent
C - H	0.4	C	(weakly) polar covalent
O - H	1.4	O	polar covalent
H - F	1.9	F	polar covalent
S - O	1.0	O	polar covalent
C - O	1.0	O	polar covalent
Al - C	1.0	C	polar covalent
Na - Cl	2.1	Cl	ionic
Mg - O	2.3	O	ionic
Mg - C	1.3	C	polar covalent

*EN คือ ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี