4

โครงสร้างอะตอม

และ

ตารางธาตุ

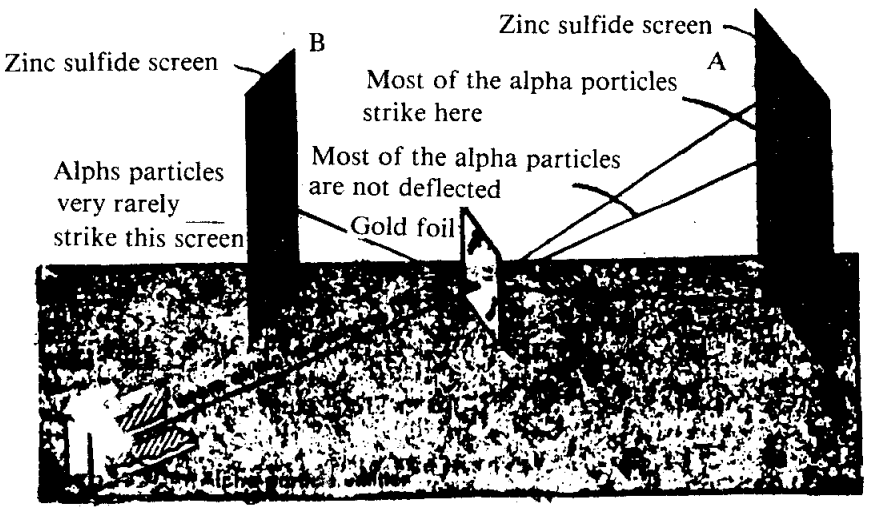
ความคิดสมัยโบราณซึ่งกล่าวว่า อะตอมไม่สามารถแบ่งออกไปได้อีกแล้วก็ดูจะหมดไปเพราะเมื่อปลายศตวรรษที่ 19 ได้มีการอธิบายว่าอะตอมประกอบด้วยอนุภาคต่าง ๆ ต่อมาได้มีการค้นพบโครงสร้างของอะตอมและธาตุต่าง ๆ ซึ่งก่อให้เกิดประโยชน์มากมาย ความรู้เรื่องนี้จะได้ศึกษาต่อไปในบทนี้

4-1 โครงสร้างของอะตอม (The Atomic Structure)

อะตอมเป็นสิ่งที่เล็กมาก รัศมีของอะตอมอยู่ในระหว่าง 1 ถึง 5 อางสโตม ได้มีผู้กล่าวว่าถ้านำเอาอะตอมที่มีเส้นผ่าศูนย์กลาง 1 อางสโตมมาวางต่อ ๆ กันประมาณ 10,000,000 อะตอมจะมีความยาวเพียง 1 มม.เท่านั้น จะเห็นได้ว่าอะตอมนั้นมีขนาดเล็กเพียงใด ดังนั้นควรจะมาทำความเข้าใจว่า โครงสร้างของอะตอมของธาตุต่าง ๆ ประกอบด้วยอะไร และอยู่กันอย่างไรบ้าง

คศ. 1911 ลอร์ดรัทเธอร์ฟอร์ด (Lord Rutherford) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ อธิบายว่าอะตอมทั้งหลายประกอบไปด้วยแก่นกลาง ซึ่งภายหลังเรียกว่านิวเคลียส (nucleus) ลอร์ดรัทเธอร์ฟอร์ด ได้ทำการทดลอง โดยใช้สารกัมมันตภาพรังสี ซึ่งเปล่งอนุภาพอัลฟ่าออกมา ไปวางไว้ในรูของท่อนตะกั่วซึ่งวางตรงกันข้ามกับฉากซึ่งฉาบด้วยสารประกอบซิงซัลไฟด์ ฉากดังกล่าวนี้เมื่ออนุภาคใดวิ่งมาชนจะเกิดจุดสว่าง ทั้งนี้เนื่องจากอนุภาคอัลฟ่าที่หลุดออกมาจากสารกัมมันตภาพรังสีวิ่งไปตกกระทบ ต่อมาได้นำเอาแผ่นทองบาง ๆ (gold foil) ไปวางขวางกั้นทางเดินของรังสีอัลฟ่าดังกล่าว ปรากฏว่าจุดสว่างจำนวนมากก็ยังคงตกกระทบฉาก A อยู่เป็นส่วนใหญ่ และเกิดจุดสว่างบ้าง ณ ฉาก B ทั้งนี้เนื่องจากอนุภาคอัลฟ่าวิ่งไปชนกับนิวเคลียสของอะตอมของทอง จึงไม่สามารถทะลุออกไปได้ จึงทำให้อนุภาคนี้เฉออกจากแนวเดิมไปตกกระทบกับฉาก B แต่ส่วนใหญ่ทะลุผ่านอะตอมไปได้ ดังนั้นรัทเธอร์ฟอร์ดและนักวิทยาศาสตร์อีกท่านหนึ่งคือ ไนลบอร์ (Niels Bohr) ได้ลงความเห็นว่าอะตอมของแผ่นทองนั้นคงจะมีที่ว่างอยู่มากมาย จึงทำให้ส่วนใหญ่ของอนุภาคอัลฟ่าวิ่งทะลุผ่านออกไปกระทบฉากได้ แต่อนุภาคดังกล่าวบางตัววิ่งตกกระทบนิวเคลียส จึงมิสามารถทะลุได้ โดยปกติแล้วนิวเคลียสมีเส้นผ่าศูนย์กลาง 1/10,000 ของอะตอมซึ่งนับว่าเล็กมาก

รูป 4-1 การทดลองของรัทเธอร์ฟอร์ด



สรุปได้ว่าอะตอมทั้งหลายมีโครงสร้างซึ่งประกอบด้วยนิวเคลียสเป็นแก่นกลาง ขนาดของนิวเคลียสเล็กมาก ภายในประกอบด้วยอนุภาคอื่น ๆ อีกมาก ส่วนใหญ่ได้แก่นิวตรอนและโปรตอน เนื่องจากที่นิวเคลียสมีโปรตอน ดังนั้นเมื่ออนุภาคอัลฟ่าวิ่งตกกระทบนิวเคลียสจัง ๆ จึงทำให้อนุภาคอัลฟ่าถูกผลัก เพราะอนุภาคอัลฟ่าเองมีไฟฟ้าบวกและภายในนิวเคลียสมีอนุภาคโปรตอน สำหรับอิเลคตรอนจะวิ่งรอบ ๆ นิวเคลียสเป็นชั้น ๆ ระยะระหว่างนิวเคลียสถึงวง โคจรอิเลคตรอนที่เป็นที่ว่างและเข้าใจว่าพื้นที่ที่ว่างนั้นมีมากมาย เมื่อเทียบกับนิวเคลียส

ได้มีผู้เปรียบเทียบโครงสร้างของอะตอมคล้ายกับระบบสุริยะ นิวเคลียสเปรียบได้กับดวงอาทิตย์ อิเลคตรอนที่วิ่งรอบ ๆ นิวเคลียสเปรียบเสมือนดวงดาว

4-2 พื้นฐานโครงสร้างอะตอม (Basic Structure of Atom)

จากเรื่องราวของโครงสร้างของอะตอม (atomic structure) ได้พบความจริงมูลฐานดังนี้

1. ที่ตรงกลางของอะตอมเป็นที่อยู่ของอนุภาคโปรตอนและนิวตรอน ซึ่ง ณ ที่ตรงนี้เรียกว่า นิวเคลียส (nucleus) สำหรับอิเลคตรอนนั้น วิ่งอยู่ข้างนอกนิวเคลียสและมีที่อยู่ ณ ตำแหน่งที่เรียกว่า เชลล (shell) หรือ ระดับพลังงาน (energy level)

2. นิวเคลียสของอะตอมมีขนาดเล็กมาก ซึ่งมวลของอะตอมจะถือว่าคือนิวเคลียสก็ได้ นิวเคลียสมีความหนาแน่นสูงมาก (ประมาณ 1×10^{14} gm/cm^3) หรือ 1 ลบ.ซม. อาจมีมวลได้ 1.1×10^8 ตัน แต่ละโปรตอนจะมีประจุ +1 ฉะนั้นประจุที่นิวเคลียสจะมีประจุบวกเท่ากับจำนวนโปรตอนที่มีอยู่

3. จำนวนโปรตอนในนิวเคลียสเรียกว่า อะตอมมิคนัมเบอร์ (atomic number) ฉะนั้นธาตุอย่างเดียวกันจะมีจำนวนโปรตอนเท่ากัน

4. อะตอมทั้งหลายเป็นกลาง ดังนั้นจำนวนอิเลคตรอนและจำนวนโปรตอนจะต้องเท่ากันในการเกิดสารประกอบบางครั้ง อะตอมจะมีการรับอิเลคตรอนหรือเสียอิเลคตรอนได้เพื่อทำให้เกิดอิออน (ion) ซึ่งจะกล่าวในบทหลัง

5. ระดับพลังงาน (energy level หรือ shell) ของอิเลคตรอน จะกระจายออกจากนิวเคลียส นิวเคลียสมีเส้นผ่านศูนย์กลางประมาณ 10^5 A$^\circ$ (10^{-6} nm) ในเมื่อเส้นผ่านศูนย์กลางของอะตอมประมาณ 5 A$^\circ$ - 1 A$^\circ$ (0.5 nm - 0.1 nm)

6. แมสนัมเบอร์ (mass number) คือผลรวมของจำนวนโปรตอนและนิวตรอน

ฉะนั้นจำนวนนิวตรอน = แมสนัมเบอร์ - อะตอมมิคนัมเบอร์

ปัจจุบันจึงมีการเขียนอะตอมโดย ติดค่าอะตอมมิคนัมเบอร์และแมสนัมเบอร์อยู่ด้วย

จะเห็นได้ว่ามีสูตรทั่วไปในการเขียนสัญลักษณ์ซึ่งแสดงค่าของแมสนัมเบอร์ ในหน่วย amu และค่าอะตอมมิคนัมเบอร์ ดังนี้

$$^{A}_{Z}E$$

เมื่อ E คือสัญลักษณ์ของธาตุ

A ค่าแมสนัมเบอร์ (หน่วย amu)

Z ค่าอะตอมมิคนัมเบอร์

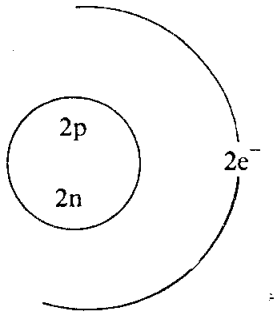
จากสูตร $^{4}_{2}He$ ทำให้ทราบได้ว่า

He คือธาตุฮีเลียม

2 คือค่าอะตอมมิคนัมเบอร์หรือจำนวนโปรตอนในนิวเคลียส

4 เป็นค่าแมสนัมเบอร์ ซึ่งก็คือจำนวนของโปรตอนและนิวตรอนรวมกัน ฉะนั้นปริมาณนิวตรอนเท่ากับ 4 - 2 = 2 และปริมาณของอิเลคตรอนเท่ากับ 2 ซึ่งอยู่นอกนิวเคลียส

เขียนได้ดังนี้



จากสูตร $^{27}_{13}Al$ ทำให้ทราบได้ว่า

Al คือธาตุอะลูมิเนียม

13 คือธาตุอะตอมมิคนัมเบอร์หรือจำนวนโปรตอนในนิวเคลียส

27 คือค่าแมสนัมเบอร์ซึ่งเป็นผลบวกของจำนวนโปรตอนและนิวตรอน

ดังนั้นปริมาณนิวตรอนเท่ากับ 27 - 13 = 14 และปริมาณของอิเลคตรอนเท่ากับ 13 ซึ่งอยู่นอกนิวเคลียส

4-3 การจัดอิเลคตรอนในระดับพลังงานหลัก (Arrangement of Electron in Principal Energy Levels)

อิเลคตรอนในอะตอมที่อยู่ ณ ระดับพลังงาน (energy levels หรือ shell) จะมีพลังงานจำนวนหนึ่ง สำหรับอิเลคตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุดจะมีพลังงานน้อยกว่าพวกที่อยู่ไกลออกไป ถ้ายิ่งอยู่ไกลมากยิ่งมีพลังงานมากขึ้น ระดับพลังงานนี้แทนได้ด้วยตัวเลขจำนวนเต็มหรือตัวอักษร โดยนับจากอันที่อยู่ใกล้นิวเคลียสที่สุดและถัดออกมาเรื่อย ๆ เช่น ระดับพลังงาน 1 หรือ K เป็นระดับพลังงานที่อยู่ใกล้นิวเคลียสที่สุด ระดับพลังงาน 2 หรือ L เป็นระดับพลังงานที่ถัดออกมา ระดับพลังงาน 3 หรือ M เป็นระดับพลังงานที่ถัดออกมาอีก ระดับพลังงาน 4 หรือ N ระดับพลังงาน 5 หรือ O ระดับพลังงาน 6 หรือ P ระดับพลังงาน 7 หรือ O การคำนวณหาปริมาณอิเลคตรอนที่สูงที่สุดในแต่ละระดับพลังงานคิดได้จากสูตร $2n^2$ เมื่อ n คือจำนวนระดับพลังงาน เช่น

สำหรับระดับพลังงานที่หนึ่งซึ่งอยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุด n มีค่าเท่ากับ 1

ปริมาณอิเลคตรอนที่ควรมีอยู่ = $2x\ (1)^2 = 2$

ระดับพลังงานที่สองปริมาณอิเลคตรอนสูงสุดที่ควรมีได้

= $2x\ (2)^2 = 8$

ระดับพลังงานที่สามปริมาณอิเลคตรอนสูงสุดที่ควรมีได้

$= 2x3^2 = 18$ ดังนี้เรื่อย ๆ ไป

ตาราง 4-1 จำนวนอิเลคตรอนที่มากที่สุดในแต่ละระดับพลังงาน (Maximum Number of Electrons in Principal levels)

PRINCIPAL ENERGY LEVEL (LETTER)	MAXIMUM NUMBER OF ELECTRONS
1 (K)	2
2 (L)	8
3 (M)	18
4 (N)	32
5 (O)	50
6 (P)	72
7 (Q)	98

รูป 4-2 การจัดอิเลคตรอนในระดับพลังงานของธาตุต่าง ๆ เช่น

$^{29}_{14}Si$ = (14p 15n) $2e^-$ $8e^-$ $4e^-$

1 (K) 2 (L) 3 (M)

$^{39}_{19}K$ = (19p 20n) $2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $1e^-$

1 (K) 2 (L) 3 (M) 4 (N)

4-4 การจัดตัวของอิเลคตรอนในระดับย่อย (Arrangement of the Electrons in sublevels)

อิเลคตรอนในระดับพลังงานได้แบ่งออกเป็น ระดับย่อย (sublevels หรือ subshells) ซึ่งก็ได้เรียกชื่อเป็นอักษรต่าง ๆ เช่น s สำหรับระดับย่อยอันที่หนึ่ง p สำหรับระดับย่อยอันที่สอง d สำหรับระดับย่อยอันที่สาม f สำหรับระดับย่อยอันที่สี่ g สำหรับระดับย่อยอันที่ห้า และเรียงกันเรื่อย ๆ ต่อไปตามตัวอักษร ซึ่งแต่ละระดับย่อยจะมีอิเลคตรอนได้อย่างมากที่สุด ตั้งแต่ 2, 6, 10, 14 และ 18 ตามลำดับ ทุก ๆ ระดับย่อยประกอบด้วยชุดของออร์บิตัล (set of orbitals) จะเห็นได้ว่าจำนวนระดับย่อยจะเท่ากับจำนวนของระดับพลังงาน เช่น

ระดับพลังงานแรกมีระดับย่อยเท่ากับหนึ่ง คือ s

ระดับพลังงานที่สามมีระดับย่อยเท่ากับสาม คือ s, p และ d เช่นนี้เรื่อย ๆ ไป

4.5 หลอดรังสีแคโทด (Cathode Ray Tube)

ต้นศตวรรษที่ 19 จอห์น ดาลตัน (John Dalton) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษได้เสนอทฤษฎีอะตอม ซึ่งต่อมาเรียกว่าทฤษฎีอะตอมของดาลตัน (Dalton's Atomic Theory) โดยใช้ข้อมูลและกฎเกณฑ์ทางเคมีที่พบในขณะนั้น เมื่อเวลาล่วงเลยต่อมาทฤษฎีอะตอมของดาลตันก็ได้มีการพัฒนาขึ้นมาบ้าง แต่ปัจจุบันนี้ทฤษฎีอะตอมของดาลตันนั้นได้เป็นจริงเพียงบางส่วน เพราะได้มีการค้นพบเรื่องราวของอะตอมเพิ่มขึ้นมาอีกหลายอย่าง จึงทำให้การอธิบายถึงโครงสร้างของอะตอมสมัยใหม่ขึ้น

คศ. 1830 ไมเคิล ฟาราเดย์ (Michael Faraday) นักเคมีชาวอังกฤษอธิบายความเกี่ยวข้องระหว่างสสารกับอำนาจไฟฟ้า โดยศึกษาจากเซลไฟฟ้า (electric cell) ซึ่งนำไปสู่การทำเซลแห้ง (dry cell) และแบตตารี่สมัยใหม่ อาทิเช่นตอนต้น ๆ คศ. 1800 นักเคมีคิดว่าน้ำเป็นธาตุชนิดหนึ่งซึ่งไม่สามารถแบ่งต่อไปได้อีกแล้ว แต่เมื่อเขาได้ใช้เซลไฟฟ้าซึ่งสามารถจ่ายกระแสไฟฟ้าให้ผ่านลงไปในน้ำ พบว่าน้ำถูกแยกออกเป็นธาตุไฮโดรเจนและออกซิเจน

ต่อมา เซอร์ ฮัมฟรี่ เดวี่ (Sir Humphry Davy) ได้ใช้กระแสไฟฟ้าจากเซลไฟฟ้าไปแยกสลายโซเดียมไฮดรอกไซด์และโปแตสเซียมไฮดรอกไซด์ ปรากฏว่าการทดลองครั้งนี้พบธาตุโซเดียมและโปแตสเซียม (ซึ่งดาลตันเข้าใจว่าโซเดียมไฮดรอกไซด์และโปแตสเซียม-ไฮดรอกไซด์เป็นธาตุ) ไมเคิล ฟาราเดย์ ได้ทำงานต่อจากเซอร์ฮัมฟรี่ เดวี่ อีกหลายเรื่อง โดยใช้กระแสไฟฟ้าผ่านลงไปในน้ำยาต่าง ๆ ซึ่งกล่าวได้ว่าในตอนนั้นได้มีการศึกษาหาความเกี่ยวข้องระหว่างอำนาจไฟฟ้ากับสสารขึ้นแล้ว ในระยะนั้นได้อธิบายว่าน้ำยา (solution) สามารถแบ่งออกได้เป็นสองส่วน คือตัวทำละลาย (solvent) และตัวถูกทำละลาย (solute) จะเห็นได้ว่าตัวถูกละลายจะมีปริมาณน้อยกว่าตัวทำละลาย เช่นน้ำตาลละลายน้ำหรือเกลือละลายน้ำ น้ำจะมีปริมาณมากกว่าน้ำตาลหรือเกลือ

ฟาราเดย์ได้ทำการทดลองที่ยืนยันถึงความเกี่ยวข้องระหว่างอำนาจไฟฟ้ากับสสารอีกดังนี้ กล่าวคือได้นำเอากระแสไฟฟ้าจากแบตตารี่ผ่านเข้าไปในสารละลายคอปเปอร์ซัลเฟต ($CuSO_4$) ซึ่งมีตัวนำคือน้ำ โดยให้แบตตารี่ต่อกับแผ่นโลหะคอปเปอร์สองแผ่น ซึ่งเรียกแผ่นที่ต่อกับขั้วลบของแบตตารี่ว่าแคโทด (cathode) ส่วนแผ่นที่ต่อกับขั้วบวกของแบตตารี่เรียกว่า แอโนด (anode) เมื่อสับสวิทซ์ไฟฟ้าให้กระแสไหลเข้าสู่สารละลายในเวลาจำนวนหนึ่ง ฟาราเดย์ได้สังเกตว่าสารละลายคอปเปอร์ซัลเฟตนี้เป็นตัวนำไฟฟ้าได้ดีและเกิดปฏิกิริยาเคมี (ฟาราเดย์ได้ทำการทดลองเช่นนี้แต่เปลี่ยนสารทำละลายเป็นสารประกอบอื่น ๆ อีกหลายชนิด ได้พบว่าบางสาร

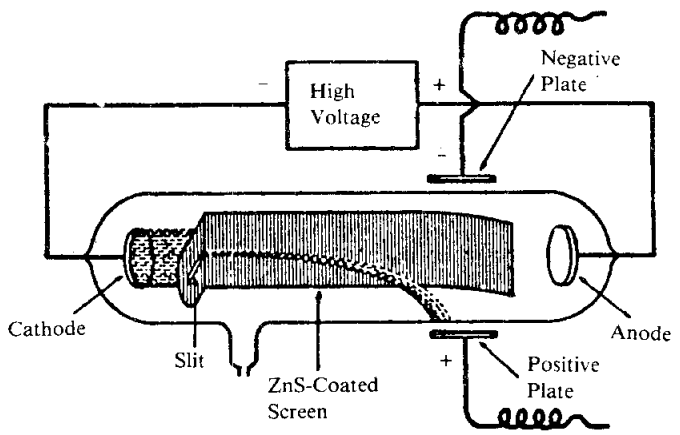
ทำละลายก็เป็นตัวนำไฟฟ้าดี บางสารเป็นตัวนำไฟฟ้าที่เลว บางสารก็ไม่เป็นตัวนำไฟฟ้า) การทดลองซึ่งนำเอาปฏิกิริยาเคมีมาเกี่ยวข้องกับกระแสไฟฟ้าเรียก อิเลคโตรลิซิส (electrolysis)

สำหรับการทดลองครั้งนี้ ฟาราเดย์สังเกตว่าแผ่นแคโทดนั้นมีความหนาขึ้น ๆ ขณะเดียวกันแผ่นแอโนดมีความบางลง ๆ และมวลทองแดงที่เพิ่มขึ้นทางแคโทดเท่ากับมวลของแอโนดที่ลดลง ปัญหามาถึงว่าทำไมจึงเป็นเช่นนี้ ฟาราเดย์ได้อธิบายว่าเป็นเพราะเกิดอนุภาคที่มีประจุเรียกอิออน (ions) ซึ่งมีทั้งอิออนบวก (anions) และอิออนลบ (cations) เมื่ออิออนทั้งสองเคลื่อนที่จึงก่อให้เกิดมีการนำไฟฟ้าเกิดขึ้น หรือมีกระแสไฟฟ้าไหลในน้ำยานั้น ๆ

ในกรณีที่ทำไมแผ่นแคโทดจึงหนาขึ้น ส่วนแอโนดบางลงนั้นยังไม่มีผู้สามารถอธิบายได้ในขณะนั้น จนเวลาล่วงเลยมาอีก 75 ปี จึงสามารถอธิบายข้อข้องใจนี้ได้ โดยมีการค้นพบอิเลคตรอนขึ้น

คศ. 1880 เซอร์วิลเลี่ยม ครู๊ค (Sir William Crooks) ได้สร้างหลอดแก้วผนังหนาปิดหัว ท้าย และทำการสูบอากาศออกจนเกือบเป็นสูญญากาศ ปลายสองข้างหลอดแก้วมีโลหะแล้วต่อไปยังแบตตารี่ หลังจากนั้นผ่านกระแสไฟฟ้าที่มีแรงเคลื่อนสูง ๆ เข้าไป พบว่าผนังหลอดแก้วใกล้ขั้วแอโนดเกิดการเรืองแสง และถ้าสับสวิทช์ให้แอโนดกลายเป็นแคโทดและแคโทดเป็นแอโนดการเรืองแสงจะเกิดที่แคโทดอันใหม่เช่นกัน

รูป 4-3 หลอดรังสีแคโทด (Cathode Ray Tube)



PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Group / Period	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
1								1 H 1.008								2 He 4.00
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01						TRANSITION ELEMENTS			5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.31									13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.90	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.71	29 Cu 63.55	30 Zn 65.37	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (97)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.4	47 Ag 107.87	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.30
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.34	57-71 *	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.85	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.09	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.19	83 Bi 208.98	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103 **	104 Ku (261)	105 Ha† (262)	106 (263)												

Atomic weights are based on carbon-12;
values in parentheses are for the most stable or the most familiar isotope.
† Symbol is unofficial

*Lanthanide Series	57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (147)	62 Sm 150.35	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
**Actinide Series	89 Ac (227)	90 Th 232.04	91 Pa (231)	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

ในบางครั้งได้มีการเชื่อกันว่ามีการไหลของบางสิ่งจากขั้วแคโทดไปสู่ขั้วแอโนด จึงเรียกการไหลนั้นว่า "รังสีแคโทด (cathode ray)" หลอดแก้วนี้เรียกชื่อกันได้หลายชื่อคือหลอดแก้วของครู๊ค (Crooke's tube) หรือหลอดรังสีแคโทด (cathode ray tube)

เมื่อวางหลอดรังสีแคโทดในสนามแม่เหล็กหรือไฟฟ้า จะสังเกตว่ามีการเฉของรังสีเกิดขึ้น จึงทราบว่ารังสีแคโทดมีอำนาจไฟฟ้าลบและมีมวลด้วย นั่นคือเป็นอนุภาคไฟฟ้าลบ เมื่อใช้แคโทดทำจากวัตถุหลาย ๆ ชนิด ก็ได้ผลอย่างเดียวกันคือมีอำนาจไฟฟ้าลบและมีมวลด้วย จึงทำให้นักวิทยาศาสตร์ตอนนั้นสรุปได้ว่า คงจะมีอนุภาคไฟฟ้าลบในสสารทั้งหลาย ต่อมาเป็นที่เข้าใจว่าอนุภาคไฟฟ้าลบก็คืออิเลคตรอนนั่นเอง ตั้งแต่บัดนั้นมาก็เป็นที่ยอมรับกันว่าอะตอมสามารถแบ่งแยกออกไปได้อีก

4-6 ตารางธาตุ (Periodic Table)

ต้นศตวรรษที่ 19 ได้มีการค้นพบธาตุต่าง ๆ เพิ่มขึ้นอยู่เรื่อย ๆ และพร้อมกันนั้นก็ทราบคุณสมบัติของธาตุต่าง ๆ มากขึ้น ได้พบว่ามีธาตุต่าง ๆ ที่มีคุณสมบัติคล้ายคลึงกันเป็นพวก ๆ โดยเหตุนี้จึงทำให้นักเคมีสมัยนั้นพยายามที่จะจัดธาตุที่มีคุณสมบัติคล้ายคลึงกันไว้ในหมู่เดียวกัน

คศ. 1869 โลทาร์แมร์ (Lothar Meyer 1830-1895) นักเคมีชาวเยอรมัน ได้จัดธาตุต่าง ๆ ลงในตารางธาตุ เขาได้จัดธาตุที่คล้ายกันไว้ในหมู่เดียวกัน สมัยนั้นมีธาตุเพียง 56 ธาตุ ในปีเดียวกันนี้นักเคมีชาวรัสเซีย คือ ไมตริ เมนดาลีพ (Dmitri Mendeleev) ได้ประดิษฐ์ตารางธาตุและได้มีความคิดกว้างขวางมากกว่าคนอื่น โดยเขาได้พยายามทำนายคุณสมบัติของธาตุที่ยังค้นไม่พบ และได้เว้นช่องว่างในตารางธาตุ เพื่อผู้ค้นพบในวันข้างหน้าจะได้เติมธาตุที่ค้นพบใหม่ลงไป การทำนายคุณสมบัติธาตุนั้นได้ยึดหลักคุณสมบัติของธาตุที่อยู่บนและล่างของธาตุที่จะทำนาย ต่อมาได้มีผู้ค้นพบธาตุที่เมนดาลีพได้ทำนายไว้ซึ่งมีคุณสมบัติใกล้เคียงกับที่ทำนายไว้มาก และเมนดาลีฟก็ยังได้ทราบเรื่องราวของธาตุใหม่ตอนที่เขายังมีชีวิตอยู่ ตารางธาตุซึ่งเมนดาลีพได้จัดไว้นั้นได้เรียงธาตุตามน้ำหนักอะตอมจากน้อยไปหามาก ซึ่งทำให้เป็นข้อที่ผิดพลาดหลายแห่ง

ต่อมามอสเลย์ (H.G. Moseley 1887-1915) ได้พบค่าอะตอมมิคนัมเบอร์ของอะตอม เขาจึงเสนอว่าธาตุในตารางธาตุควรจะเรียงตามค่าอะตอมมิคนัมเบอร์จากน้อยไปหามาก ซึ่งทำให้ข้อผิดพลาดบางอย่างที่แมนดาลีฟเรียงตามค่าน้ำหนักอะตอมนั้นจะหมดสิ้นไป ดังนั้นในปัจจุบันนี้จึงเรียงตามค่าอะตอมมิคนัมเบอร์ จากเรื่องราวของธาตุต่าง ๆ ทำให้ได้ทราบถึงคุณสมบัติ

ประโยชน์ของธาตุต่าง ๆ และนำไปสู่กฎของตารางธาตุ (periodie law) ซึ่งกล่าวว่าเมื่อเรียงธาตุตามอะตอมมิคนัมเบอร์ คุณสมบัติทางฟิสิกส์และเคมีของธาตุจะเปลี่ยนแปลงตามค่าอะตอมมิคนัมเบอร์ที่เปลี่ยนไป

4-7 การจัดตารางธาตุ

ตารางธาตุปัจจุบันนี้มีความใกล้เคียงกับตารางธาตุของเมนดาลีฟ ดังนี้

1. ถ้าพิจารณาธาตุตามแนวระดับ (horizontal) ถือว่าพิจารณาตามคาบ (period) ซึ่งมีด้วยกัน 7 คาบ

2. ถ้าพิจารณาธาตุตามแนวดิ่ง (vertical columns) ถือว่าธาตุเหล่านั้นอยู่ในหมู่ (group) เดียวกัน และมีอยู่เป็นทั้งหมู่ A และ B

ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันบางทีเรียกว่าเป็น families และมีชื่อต่าง ๆ กัน เช่น

หมู่ I A มีชื่อเรียกว่า alkali metals

หมู่ II A มีชื่อเรียกว่า alkaline earth metals

หมู่ III A มีชื่อเรียกว่า boron family

หมู่ IV A มีชื่อเรียกว่า carbon family

หมู่ V A มีชื่อเรียกว่า nitrogen family

หมู่ VI A มีชื่อเรียกว่า oxygen family

หมู่ VII A มีชื่อเรียกว่า halogen family

หมู่ VIII A หรือบางทีเรียกหมู่ O มีชื่อเรียกว่า inert gases ซึ่งเป็นก๊าซทั้งหมดในหมู่นี้ บางทีก็เรียก noble gases

ธาตุพวกนี้มีทั้งโลหะและอโลหะอีกทั้งมีค่าวาเลนซอิเลคตรอนตั้งแต่ 1-8

3. ตารางธาตุนี้ยังจำแนกธาตุซึ่งมีทั้งโลหะและอโลหะ ธาตุในตารางธาตุแบ่งได้ 4 ประเภท คือ representative elements, noble gases, transition elements และ inner transition elements

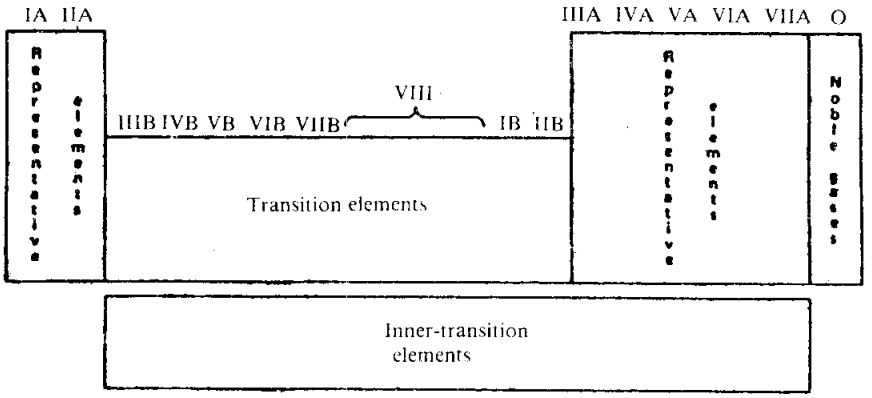
สำหรับธาตุ representative ได้แก่ธาตุในหมู่ A และหมู่ VIII A หรือหมู่ O* ธาตุ transition elements จัดเป็นธาตุในหมู่ B ส่วนหมู่ธาตุ Lanthanide series และ Actinide series

---

* หนังสือบางเล่มเรียกหมู่ VIII A ว่าเป็นหมู่ O

จัดอยู่ประเภท transition element ซึ่งนับได้ว่าเป็นโลหะทั้งสิ้นและส่วนใหญ่มีค่าวาเลนซอิเลคตรอนประมาณหนึ่งหรือสอง

รูป 4-4 แสดงตำแหน่งของธาตุประเภทต่าง ๆ (Types of Elements)



4. พิจารณาดูเรื่องราวของแต่ละคาบในเจ็ดคาบดังนี้

คาบที่หนึ่ง. - มีเพียงสองธาตุ คือ ธาตุไฮโดรเจน (H) และฮีเลียม (He) เท่านั้นและมีระดับพลังงานเพียง 1 (K)

คาบที่สอง. - ประกอบด้วยธาตุแปดธาตุ คือตั้งแต่ธาตุลิเธียม (Li) จนถึงธาตุนีออน (Ne) มีระดับพลังงาน 2 (L)

คาบที่สาม. - มีจำนวนแปดธาตุ เริ่มตั้งแต่ธาตุโซเดียม (Na) ถึงธาตุอาร์กอน (Ar) มีอิเลคตรอนตั้งแต่ K - shell ถึง M - shell เนื่องจากธาตุในคาบนี้มีเพียงแปดธาตุเท่านั้น จึงเรียกว่าเป็นคาบสั้น (short periods)

คาบที่สี่. - ประกอบด้วยธาตุต่าง ๆ สิบแปดธาตุ ตั้งแต่โปแตสเซียม (K) ถึงคริฟตอน (Kr) มีระดับพลังงานถึง 4s และ 4p

สำหรับธาตุ Scandium (Sc) ถึง Zince (Zn) มีระดับย่อย 3d

คาบที่ห้า.- มีธาตุสิบแปดธาตุ ตั้งแต่ธาตุรูบิเดียม (Rb) ถึง เซนนอน (Xe)มีระดับพลังงานถึง 5s และ 5p แต่สำหรับลิเทียมถึงแคดเมียมมีระดับย่อย 4d

คาบที่หก. - ประกอบด้วยธาตุ 32 ธาตุ คือจากธาตุซีเซียม (Cs) ถึง เรดอน (Rn) ในคาบนี้มีระดับพลังงาน 6s และ 6p และขณะเดียวกันก็มีระดับย่อย 5d และ 4f ธาตุที่มีค่าอะตอมมิคนัมเบอร์ 58 ถึง 71 คือ ซีเรียม (Ce) ถึงลูทีเทียม (Lu) เรียกว่า แลนทาไนด (lanthanides) ซึ่งวางอยู่ตอนล่างของตารางธาตุ

คาบที่เจ็ด. - ประกอบด้วยธาตุสิบเก้าธาตุ ตั้งแต่ธาตุแฟรงเซียม (Fr) ถึงธาตุฮาเนียม (Ha) ซึ่งค้นพบใหม่ไม่นานนัก ในคาบนี้มีระดับพลังงาน 7s และมีระดับย่อย 6d และ 5f ธาตุที่มีอะตอมมิคนัมเบอร์ 90 ถึง 103 คือทอเรียม (Th) และลอเรนเซียม (Lr) เรียกแอคติไนด (Actinides) ซึ่งวางส่วนล่างสุดของตารางธาตุ สำหรับคาบนี้จัดว่ายังไม่สมบูรณ์ และถ้าจะให้สมบูรณ์ควรต้องมีธาตุเติมให้ครบเต็มโดยไม่มีที่ว่าง

สำหรับคาบที่ 4, 5, 6 และ 7 เรียกว่า คาบยาว (long periods) เนื่องจากมีธาตุมากกว่าคาบอื่น

5. ธาตุในหมู่ต่าง ๆ ของตารางธาตุมีทั้งสิ้น 16 หมู่ ซึ่งจัดไว้เป็นสองประเภท คือ หมู่ A และหมู่ B สำหรับหมู่ธาตุ representative จัดอยู่ในประเภทหมู่ A และหมู่ O หรือหมู่ VIII A

คุณลักษณะของหมู่ต่าง ๆ ทั่ว ๆ ไป (General Characteristic of the groups)

ตารางธาตุมีคุณลักษณะของแต่ละหมู่ ๆ แตกต่างกันไป กล่าวคือ

1. มีการแยกให้เห็นว่าตรงไหนเป็นโลหะและอโลหะ (พิจารณาจากตารางธาตุ) สำหรับธาตุที่เป็นโลหะจะอยู่ทางซ้ายมือสุดของตารางธาตุ ส่วนธาตุที่เป็นอโลหะจะอยู่ทางขวามือของตารางธาตุ แต่ธาตุซิลิกอน (Si) อาร์เซนิค (As) บางครั้งแสดงสมบัติเป็นโลหะหรือบางทีก็แสดงสมบัติเป็นอโลหะ

2. ธาตุในหมู่ A แต่ละหมู่จะมีค่าวาเลนซอิเลคตรอนเท่ากับชื่อหมู่ต่าง ๆ เช่น ธาตุโซเดียมอยู่ในหมู่ 1A มีค่าเท่ากับ 1 ซัลเฟอร์ อยู่ในหมู่ VIA จะมีค่าวาเลนซอิเลคตรอนเท่ากับ 6 ถ้าธาตุใดที่มีจำนวนวาเลนซอิเลคตรอนเท่ากับ 8 จะอยู่ในหมู่ O ยกเว้นธาตุฮีเลียมซึ่งมีค่าเท่ากับ 2 แต่เกณฑ์นี้ใช้ไม่ได้สำหรับธาตุทรานซิชั่น (คือธาตุหมู่ B) ซึ่งมีความแปลก ทั้งนี้เพราะธาตุพวกนี้มีค่าวาเลนซอิเลคตรอนเท่ากับ 1 หรือ 2

3. ค่าของออกซิเดชั่นนัมเบอร์บวกของธาตุในแต่ละหมู่ เช่น อาลูมิเนียมอยู่ในหมู่ III A ฉะนั้นจะมีค่าออกซิเดชั่นนัมเบอร์ 3^+ ส่วนค่า ออกซิเดชั่นนัมเบอร์ของอโลหะคลอรีน

ซึ่งอยู่ในหมู่ VII A จะมีออกซิเดชั่นนัมเบอร์ 7^+ สำหรับสาร $KClO_4$ หรือซัลเฟอร์อยู่ในหมู่ VI A มีค่าออกซิเดชั่นนัมเบอร์ 6^+ สำหรับใน H_2SO_4

4. ธาตุในหมู่เดียวกันจะมีคุณสมบัติทางฟิสิกส์และเคมีเหมือนกันและมีการจัดตัวของอิเลคตรอนคล้ายคลึงกัน ตัวอย่างเช่น โลหะในหมู่ 1 A หรือ alkali metals จะทำปฏิกริยากับคลอรีนโดยรวดเร็วได้โลหะคลอไรด์ โลหะอัลคาไลทั้งหลายมีการจัดตัวอิเลคตรอนด้วยกัน เช่น

Li $1s^2, 2s^1$

Na $1s^2, 2s^22p^6, 3s^1$

K $1s^2, 2s^22p^6, 3s^23p^6, 4s^1$

Rb $1s^2, 2s^22p^63s^23p^63d^{10}, 4s^24p^6, 5s^1$

และธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะมีสูตรของสารประกอบชนิดเดียวกัน เช่น NaOH, CsOH แต่มีข้อยกเว้นสำหรับธาตุที่อยู่ตอนต้น ๆ ของหมู่เดียวกัน เช่น ลิเธียม มีคุณสมบัติไม่เหมือนกันกับโซเดียม ซึ่งมีคุณสมบัติคล้ายกับโปแตสเซียม หรือธาตุโบรอนจะไม่คล้ายคลึงกับธาตุอาลูมิเนียม ซึ่งมีคุณสมบัติคล้ายกับแกลเลียม

5. ธาตุในหมู่ A ซึ่งอยู่ในหมู่เดียวกัน จะมีคุณสมบัติทางโลหะเพิ่มขึ้นเมื่อค่าอะตอมมิคนัมเบอร์เพิ่มขึ้น และคุณสมบัติของอโลหะจะลดลง เช่น ในหมู่ 5 A ธาตุไนโตรเจนซึ่งอยู่ต้น ๆ ของหมู่จะเป็นอโลหะ ส่วนธาตุในหมู่เดียวกันแต่อยู่ตรงข้างล่างของหมู่ คือธาตุบิสมัธจะมีคุณสมบัติเป็นโลหะ

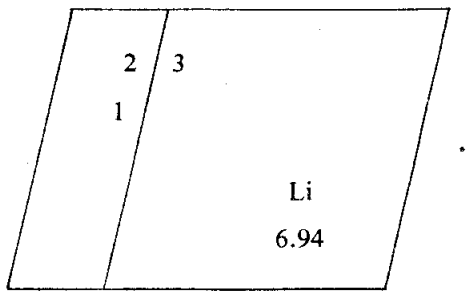
ธาตุที่เป็นโลหะมากจะอยู่ทางซ้ายมือของตารางธาตุ

6. ธาตุหมู่ VII A เรียกฮาโลเจน (Halogen) ซึ่งประกอบด้วยธาตุฟลูออรีน (F) คลอรีน (Cl) โบรมีน (Br) และไอโอดีน (I) คุณสมบัติของธาตุพวกนี้พบว่าจุดเดือด จุดหลอมเหลว ความหนาแน่นและรัศมีของอะตอมจะเพิ่มขึ้นเมื่อค่าอะตอมมิคนัมเบอร์เพิ่มขึ้น ธาตุฟลูออรีนนับได้ว่าว่องไวที่สุด ส่วนธาตุคลอรีน โบรมีน และไอโอดีนจัดว่ามีความว่องไวลดหลั่นลงมาตามลำดับ

7. พิจารณาจากตารางธาตุ จะเห็นได้ว่ามีหมู่ธาตุต่าง ๆ ทั้งหมู่ A และ B รวมด้วยกัน 16 หมู่ สำหรับธาตุในหมู่ A ทั้งหลายเรียกว่า เป็นประเภทธาตุเรฟพรีเซนเตตีฟ (Representative elements) ซึ่งได้แก่หมู่ 1 A ถึง VII A ส่วนธาตุในหมู่ B เรียกว่าเป็นประเภทธาตุทรานซิชั่น (Transition elements) ซึ่งได้แก่หมู่ 1 B ถึง VII B และหมู่ VIII สำหรับอนุกรมของธาตุแลนทานัม (Lanthanum series) กับอนุกรมของธาตุแอคตินัม (Actinum series) จัดว่าอยู่ในหมู่ III B ซึ่งเป็น

ประเภททรานซิชั่น ซึ่งธาตุพวกนี้มีสมบัติเป็นโลหะทั้งสิ้น และมีค่าเวเลนซ์อิเลคตรอนเท่ากับหนึ่งหรือสอง ส่วนพวกธาตุเรฟพรีเซนเตตีฟซึ่งอยู่ทั้งทางซ้ายมือและทางขวามือของตารางธาตุ ธาตุที่มีสมบัติเป็นโลหะชัดเจนจะอยู่ทางซ้ายมือ และค่อย ๆ แปรเปลี่ยนเป็นอโลหะ (ทางขวามือ) และธาตุเหล่านี้จะมีค่าเวเลนซ์อิเลคตรอนหนึ่งถึงแปด

8. ถ้าพิจารณาตารางธาตุเฉพาะในช่องสี่เหลี่ยมแล้วจะเห็นได้ดังนี้



สัญลักษณ์ของธาตุอยู่ตรงกลาง เหนือธาตุคือค่าอะตอมมิคนัมเบอร์ ตัวเลขใต้ธาตุคือค่าของน้ำหนักอะตอม ช่องเล็ก ๆ คือจำนวนอิเลคตรอนที่มีอยู่ในระดับพลังงานต่าง ๆ ตัวเลขข้างบนคืออิเลคตรอนที่อยู่ในวงในสุด (คือใกล้นิวเคลียสที่สุด) ถัดจากนั้นก็เป็นวงที่ห่างจากนิวเคลียสลดหลั่นลงมาตามลำดับ

4-9 ประโยชน์ของตารางธาตุ (The Useful of Periodic Table)

จากการที่ทราบคุณสมบัติทั่ว ๆ ไปของธาตุในตารางธาตุ ซึ่งทำให้สามารถนำมาใช้ทำนายคุณสมบัติของธาตุ สูตรของสารประกอบ และการเกาะเกี่ยวของอะตอม จนเกิดสารประกอบ จะยกตัวอย่างเพื่อการพิจารณาดังนี้

ธาตุ	รัศมี
O	.74
S	1.04
Se	1.17
Te	?

จากที่ทราบค่ารัศมีของธาตุ O, S, Se เห็นว่ารัศมีของธาตุเพิ่มขึ้นตามลำดับ ฉะนั้นจากค่าของรัศมีของธาตุทั้งสามนี้เราอาจทำนายรัศมีของธาตุ Te ได้ และธาตุ Te นี้ค่าของรัศมี

ต้องเพิ่มขึ้นโดยประมาณว่า 1.30 A° ทั้งนี้เนื่องจากคิดว่าผลต่างของรัศมีของธาตุ Se และ S คือ 1.17 A° - 1.04 A° จะเท่ากับ .13 A° แล้วรวมกับ 1.17 A° จึงได้ 1.3 A° แต่จากการวัดอะตอมของ Te ทางอ้อมพบว่าเท่ากับ 1.37 A° ฉะนั้นจึงสามารถทราบค่าของรัศมีของธาตุอื่น ๆ ได้อย่างประมาณ โดยถือเกณฑ์ดังกล่าว

ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันเมื่อเกิดเป็นสารประกอบจะมีสูตรคล้ายกัน เช่น แคลเซียม-โบรไมด์ $CaBr_2$ เรเดียมโบรไมด์ $RaBr_2$ ทั้งนี้เนื่องจากแคลเซียมและเรเดียมอยู่ในหมู่ II A ด้วยกัน

สำหรับน้ำมีสูตรเป็น H_2O และไฮโดรเจนเทลลูไรด์ มีสูตรเป็น H_2Te จะเห็นได้ว่ามีสูตรเช่นเดียวกัน ทั้งนี้เพราะออกซิเจนและเทลลูเรียม อยู่ในหมู่ VI A ด้วยกัน

ในกรณีของการเกิดสารประกอบแบบไบนารี (กล่าวคือธาตุสองธาตุมารวมกันเกิดเป็นสารประกอบ เช่น โซเดียมคลอไรด์ NaCl โซเดียมออกไซด์ Na_2O และอื่น ๆ อีก) จะมีการเกาะเกี่ยวในแบบที่เรียกว่า พันธะอิออนิค (ionic bond) หรือพันธะโคเวเลนท์ (covalent-bond) นั้นสังเกตได้จากตารางธาตุ กล่าวคือ ธาตุในหมู่ฮาโลเจน (หมู่ VII A) เมื่อเกิดการจับตัวกับโลหะอัลคาไลด์ (หมู่ I A ยกเว้นไฮโดรเจน) โลหะอัลคาไลเอิอท (หมู่ 11 A) และธาตุในหมู่ VI A (เฉพาะออกซิเจนและซัลเฟอร์เท่านั้น) เป็นพวกแบบพันธะอิออนิค ตัวอย่างเช่น สตรอนเซี่ยมคลอไรด์ ($SrCl_2$) โปแตสเซียมออกไซด์ (K_2O) และเหล็กฟลูออไรด์ (FeF_3) จัดเป็นสารประกอบแบบอิออนิคเพราะ

1. $SrCl_2$ นั้น เนื่องจากสตอนเซี่ยมอยู่ในหมู่ II A และคลอรีนอยู่ในหมู่ VII A

2. K_2O นั้น เนื่องจากโปแตสเซี่ยมอยู่ในหมู่ I A และออกซิเจนอยู่ในหมู่ VI A อีกทั้งกล่าวได้ว่า เมื่อโลหะรวมกับออกซิเจนมักจะพิจารณาได้ว่าเป็นสารประกอบแบบอิออนิค

3. FeF_3 นั้น เนื่องจากสารประกอบใดที่เกิดจากฟลูออรีนรวมกับโลหะจะถือว่าเป็นสารประกอบแบบอิออนิค

อย่างไรก็ตามสารประกอบอิออนิคมีจุดหลอมเหลวสูง และเป็นตัวนำไฟฟ้า (สภาวะของเหลว) ที่ดีแต่สารประกอบโควาเลนท์จะมีจุดหลอมเหลวต่ำ และไม่เป็นตัวนำไฟฟ้า

ตารางธาตุยังเป็นสิ่งที่ช่วยให้มีการค้นคว้าวิจัยต่อไป เช่น คาบที่เจ็ดนับได้ว่ายังไม่สมบูรณ์เพราะยังมีช่องว่างที่รอการค้นคว้าธาตุใหม่ ๆ อีก ประโยชน์ของตารางธาตุนับได้ว่ามีมากแต่ก็มีข้อเสีย กล่าวคือ ตำแหน่งของธาตุไฮโดรเจนยังไม่มีความเหมาะสม แต่ก็ยังไม่ทราบ

ว่าตำแหน่งใดจะดีที่สุด ส่วนหมู่ธาตุแลนทานั่ม (Lanthanum series) กับหมู่ธาตุแอคตินั่ม (Actinum series) ซึ่งวางไว้ตอนท้ายของตารางธาตุก็นับว่ายังไม่เหมาะสม ฉะนั้นตารางธาตุขณะนี้ก็ควรจะได้มีการค้นคว้าต่อไปอีก